

Übungsaufgaben zum Chemieunterricht in der gymnasialen Oberstufe (GQ3/4-ch)

1. Welche Quantenzahlen gibt es (Name und Symbol)? Was wird mit der jeweiligen Quantenzahl charakterisiert? Welche Auswahlregeln gelten für sie?

siehe Aufzeichnungen Q1

2. Nennen Sie die drei Regeln/Prinzipien, die dem Aufbau von Mehrelektronensystemen und damit dem PSE zugrunde liegen!

siehe Aufzeichnungen Q1

3. Geben Sie die Elektronenkonfiguration von ${}_6\text{C}$, ${}_{13}\text{Al}$, ${}_{23}\text{V}$, ${}_{24}\text{Cr}$, ${}_{30}\text{Zn}$, ${}_{42}\text{Mo}$, ${}_{47}\text{Ag}$, ${}_{57}\text{La}$, ${}_{79}\text{Au}$ und ${}_{92}\text{U}$ an!

4. Geben Sie die Valenzelektronenkonfiguration von ${}_9\text{F}$, ${}_{20}\text{Ca}$ und ${}_{33}\text{As}$ an!

5. Was versteht man unter Oxidation, Reduktion, Elektronendonator, Elektronenakzeptor? Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für die

- a) Verbrennung von Magnesium an der Luft
- b) Reaktion von Magnesium mit Kohlendioxid
- c) Reaktion von Kohlenmonoxid mit Eisen(III)-oxid (Hochofenprozess)

Ordnen Sie die genannten Begriffe zu.

6. Formulieren Sie die chemischen Gleichungen (Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion sowie Gesamtgleichung) für folgende Redoxreaktionen.

- a) Nachweis einer reduzierenden Wirkung einer Aldehyd-Gruppe mit FEHLING-Lösung
 $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{-CHO}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}_2\text{O}(\text{s}) + \text{CH}_3\text{-COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- b) Lösen eines edlen Metalls unter Verwendung einer konzentrierten Säure
 $\text{Cu}(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- c) Herstellung von Brom
 $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{KBr}(\text{s}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Br}_2(\text{g})$

7. Die folgenden Reaktionen laufen in alkalischer Lösung ab. Stellen Sie die Reaktionsgleichungen auf und weisen Sie nach, dass es sich tatsächlich um Redoxreaktionen handelt.

- a) Chrom(III)-Ionen reagieren mit Wasserstoffperoxid zu Chromat-Ionen (CrO_4^-)
- b) Permanganat-Ionen reagieren mit Bromid-Ionen zu Mangandioxid und Bromat-Ionen (BrO_3^-)

8. Vergleichen Sie Metalle und Elektrolyte hinsichtlich ihres molekularen Aufbaus und der elektrischen Leitfähigkeit. Klären Sie insbesondere die Ursachen der elektrischen Leitfähigkeit sowie die Wanderungsrichtung der elektrischen Ladungsträger.

9. Ein Stück Kupfer wird in eine Kupfer(II)-sulfat-Lösung getaucht, ebenso ein Stück Zink in eine Zink(II)-sulfat-Lösung.

- Definieren Sie den Begriff „elektrochemische Elektrode“.
- Erläutern Sie die Vorgänge an der Grenzfläche zwischen Kupferblech und Kupfer(II)-sulfat-Lösung. Wann spricht man von einer elektrochemischen Doppelschicht?
- Welche Informationen liefert die Symbolik Zn/Zn^{2+} ?

Nun wird das Kupferblech in die Zink(II)-sulfat-Lösung und das Zinkblech in die Kupfer(II)-sulfat-Lösung getaucht.

- Nennen Sie die zu erwartenden Beobachtungen.
 - Erklären Sie die Beobachtungen unter Verwendung der Begriffe „Lösungsbestreben“ und „Abscheidungsbestreben“.
10. Skizzieren Sie eine Versuchsanordnung, bei der die Kombination der räumlich getrennten korrespondierenden Redoxpaare $\text{Cu (s) / Cu}^{2+} \text{ (aq)}$ und $\text{Ag (s) / Ag}^+ \text{ (aq)}$ zur Stromgewinnung genutzt werden kann. Kennzeichnen Sie Oxidation, Reduktion, Anode und Katode, Orte mit hohem und niedrigem Elektronendruck, Orte mit höherem und niedrigerem Potential sowie die Richtung des Stromflusses.
11. Wie ist eine Normalwasserstoffelektrode aufgebaut und wozu dient sie?
12. Zeichnen Sie in ein Energiediagramm die Standardelektrodenpotentiale (Standardredoxpotentiale, Normalpotentiale) für die nachfolgend genannten korrespondierenden Redoxpaare ein: $E^0(\text{Al}/\text{Al}^{3+}) = -1,68 \text{ V}$, $E^0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = +0,34 \text{ V}$, $E^0(\text{Ag}/\text{Ag}^+) = +0,80 \text{ V}$, $E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = -0,76 \text{ V}$. Welche maximale Potentialdifferenz kann bei diesen Beispielen zur Umwandlung chemischer in elektrischer Energie ausgenutzt werden (unter Standardbedingungen)?
13. Auf welche Weise lässt sich vorhersagen, ob Redoxreaktionen tatsächlich ablaufen?
14. Warum lösen sich Zink und Magnesium in Salzsäure, Kupfer dagegen nicht? Warum eignet sich Salpetersäure dazu, Kupfer aufzulösen? Formulieren Sie die entsprechenden Reaktionsgleichungen.
15. Was geschieht beim Einleiten von Chlor in eine Lösung, die Fluorid- und Bromid-Ionen enthält? [$E^0(2\text{F}^-/\text{F}_2) = +2,87 \text{ V}$, $E^0(2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2) = +1,36 \text{ V}$, $E^0(2\text{Br}^-/\text{Br}_2) = +1,07 \text{ V}$] Begründen Sie Ihre Antwort.
16. Entscheiden Sie, ob die folgenden Reaktionen ablaufen (Begründung angeben) ! Formulieren Sie gegebenenfalls die entsprechenden Reaktionsgleichungen.

- | | | |
|-------------------------------|---|--|
| a) Zinknitrat + Blei | $E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = -0,76 \text{ V}$, | $E^0(\text{Pb}/\text{Pb}^{2+}) = -0,13 \text{ V}$ |
| b) Eisen(II)-chlorid + Kupfer | $E^0(\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}) = -0,41 \text{ V}$, | $E^0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = +0,34 \text{ V}$ |
| c) Chlorid + Permanganat | $E^0(2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2) = +1,36 \text{ V}$, | $E^0(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) = +1,51 \text{ V}$ |

17. In einem U-Rohr befindet sich die wässrige Lösung eines Salzes (z.B. Zink(II)-chlorid, Kupfer(II)-chlorid). Angebracht sind außerdem Graphitelektroden, die über eine äußere Stromquelle miteinander verbunden sind.
- Zeichnen Sie die beschriebene Experimentieranordnung. Erläutern Sie mit Hilfe des Modells der elektrolytischen Leitfähigkeit, dass diese experimentelle Anordnung ein geschlossener Stromkreis ist.
 - Entwickeln Sie die an den Elektroden ablaufenden chemischen Reaktionen, wenn als Elektrolyt Zinkiodid verwendet wird. Welche Beobachtungen erwarten Sie demzufolge? Kennzeichnen Sie auch Pluspol/ Minuspol, Anode/Kathode, Oxidation/Reduktion.
 - Begründen Sie mit Hilfe von Standardpotentialen, dass die Reaktion erzwungen ist. Definieren Sie schließlich den Begriff Elektrolyse.
18. Zeichnen Sie ein Stromstärke/Spannung-Diagramm für einen beliebigen Elektrolyten. Interpretieren Sie das Diagramm unter Verwendung und Erläuterung der Begriffe Zersetzungsspannung, und Polarisationspannung.
19. Vergleichen Sie eine galvanische Zelle mit einer Elektrolysezelle.
20. Die Zersetzungsspannung kann durch verschiedene Faktoren beeinflusst werden. Nennen Sie Ursachen für die Abweichungen der Zersetzungsspannungen vom theoretischen Wert. Definieren Sie den Begriff Überspannung.
21. Eine verdünnte Schwefelsäure mit $\text{pH} = 1$ wird elektrolysiert. Verwendet werden Nিকেlelektroden betragen. Bei einer bestimmten Stromdichte gilt: $\eta(\text{H}_2/2 \text{H}_3\text{O}^+) = 0,4 \text{ V}$, $\eta(4 \text{OH}^-/\text{O}_2) = 0,5 \text{ V}$. Berechnen Sie die Zersetzungsspannung und geben Sie das/die Elektrolyseprodukt(e) an.
22. Strom fließt hintereinander durch zwei Elektrolysezellen. An der Kathode von Zelle A scheiden sich in bestimmter Zeit aus einer Kupfer(II)-sulfat-Lösung 0,377 g Kupfer ab. Bei der Elektrolyse B scheiden sich aus einer Metall(II)-salz-Lösung eines unbekanntes Metalls an der Kathode 0,705 g ab. Berechnen Sie die molare Masse dieses Metalls. Welches Metall schied sich ab?
23. Ein Liter einer Kupfer(II)-sulfat-Lösung mit $c(\text{Cu}^{2+}) = 0,5 \text{ mol/L}$ wird eine Stunde lang mit 1,5 A elektrolysiert. Welche Konzentration $c(\text{Cu}^{2+})$ weist die Lösung danach auf?
24. Bei der Elektrolyse von 500 mL einer verdünnten Schwefelsäure ($c = 1,25 \text{ mol/L}$) wird Wasser zersetzt und daher die Schwefelsäure zunehmend konzentrierter. Berechnen Sie Elektrolysedauer, wenn bei einer Stromstärke von 1 A gearbeitet wird und die Lösung bis auf $c = 1,35 \text{ mol/L}$ aufkonzentriert werden soll.
25. In einer Elektrolyseanlage werden pro Stunde 44,3 L Chlor (Normbedingungen!) erzeugt. Berechnen Sie die dafür erforderliche Stromstärke. Wofür wird Chlor benötigt?
26. Vergleichen Sie die drei Verfahren der Chlor-Alkali-Elektrolyse.