



SwissChO

Praktische Prüfung SwissChO 2018

KONSTANTEN UND FORMELN

Avogadro-Konstante	$N_A = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$	Ideale Gasgleichung	$pV = nRT$
Gaskonstante	$R = 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$	Gibbs-Energie	$G = H - TS$
Faraday-Konstante	$F = 96\,485 \text{ C mol}^{-1}$	$\Delta_r G^0 = -RT \cdot \ln(K) = -nFE_{\text{Zelle}}^0$	
Planck-Konstante	$h = 6.626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$	Nernst-Gleichung	$E = E^0 + \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \cdot \ln\left(\frac{c_{\text{ox}}}{c_{\text{red}}}\right)$
Lichtgeschwindigkeit	$c = 2.998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$	Energie eines Photons	$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$
Temperatur	$0^\circ\text{C} = 273.15 \text{ K}$	Lambert-Beer Gesetz	$A = \log\left(\frac{I_0}{I}\right) = \epsilon \cdot c \cdot L$

Bei der Berechnung von Gleichgewichtskonstanten sind alle Konzentrationen auf die Standardkonzentration $1 \text{ mol dm}^{-3} = 1 \text{ mol L}^{-1}$ bezogen. Behandeln Sie in der gesamten Prüfung alle Gase als ideale Gase, sofern in der Aufgabe nicht anders beschrieben.

Periodensystem der Elemente

1 H 1.008	2 He 4.003																										
3 Li 6.94	4 Be 9.01	5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18																				
11 Na 22.99	12 Mg 24.30	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95																				
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.38	31 Ga 69.72	32 Ge 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80										
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.96	43 Tc -	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29										
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71 -	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po -	85 At -	86 Rn -										
87 Fr -	88 Ra -	89-103 -	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -	112 Cn -																
57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 140.24	61 Pm -	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.05	71 Lu 174.97													
89 Ac -	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np -	94 Pu -	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -													

PROBLEM 1 - DOPPLETITRATION EINER LÖSUNG MIT HCl UND CaCl₂**25 POINTS**

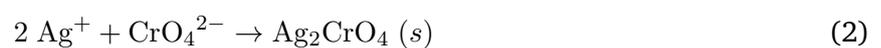
1. Es ereignete sich ein Unfall mit 1 Liter einer Lösung S₀, welche HCl enthält. Unabsichtlich wurde etwas Ca(OH)₂ hinzugegeben. Das Gesamtvolumen der Lösung änderte sich dabei nicht. Die neu erhaltene Lösung mit HCl und CaCl₂, bezeichnet als S₁, soll nun untersucht werden.
2. Überführe mit einer Vollpipette 20 mL der Lösung S₁ in einen 250 mL Erlenmeyerkolben. Miss mit einem Messzylinder 100 mL Wasser ab, verdünne die transferierte Lösung. Gib noch wenige Tropfen der Indikatoren Phenolphthalein und einen Magnetrührer hinzu.
3. Füll die Bürette mit einer 0.1 M NaOH-Lösung (Die genaue Konzentration ist auf dem Messkolben angegeben). Titriere die vorbereitete Lösung bis zum Umschlagpunkt, an welchem eine rose Färbung bestehen bleibt. Wiederhole die Titration insgesamt mindestens dreimal. Schütte die titrierten Lösungen nicht weg, da sie im Folgenden noch gebraucht werden.
4. Ergänze in der untenstehenden Tabelle die verbrauchten Volumina und berechne die Anzahl Mol von NaOH, welche in den Titrationen im Schnitt verbraucht wurde.

Titration	V(NaOH) [mL]	n(NaOH) [mmol]
1		
2		
3		
4		
5		
Durchschnitt		

5. Füge jedem Erlenmeyerkolben einige Tropfen einer 1 M H₂SO₄-Lösung hinzu. Die blassrosa Färbung sollte dabei verschwinden. Ist dies nicht der Fall, kann weiter H₂SO₄ zugetropft werden, bis eine farblose Lösung erhalten wird. Füge weiter 1 mL einer 4 %igen K₂CrO₄-Lösung mit einer Plastikpipette hinzu. **Vorsicht geboten! Chrom(VI)verbindungen sind toxisch und kanzerogen. Bei Hautkontakt oder wenn die Lösung verschüttet wird, muss sofort eine Aussichtsperson informiert werden!**
6. Füll die Bürette mit einer 0.1 M AgNO₃-Lösung (Die genaue Konzentration ist auf dem Messkolben angegeben). Titriere die blassgelbe Lösung mit AgNO₃. Eine milchige Trübung wird erscheinen, welche auf der Fällung von weissem AgCl beruht:



Die Titration ist beendet, wenn eine rötlich-braune Färbung bestehen bleibt. Diese resultiert von der weiteren Fällung von Silberchromat Ag₂CrO₄:



Wiederhole die Titration insgesamt dreimal.

7. Ergänze in der untenstehenden Tabelle die verbrauchten Volumina. Berechne ebenfalls die durchschnittlich verbrauchte Anzahl Mol von Ag^+ .

Titration	$V(\text{AgNO}_3)$ [mL]	$n(\text{AgNO}_3)$ [mmol]
1		
2		
3		
4		
5		
Durchschnitt		

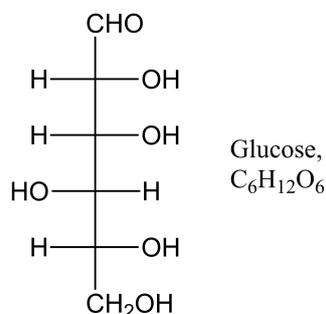
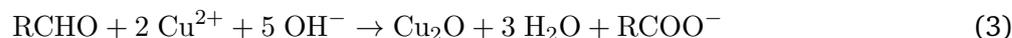
8. Berechne im Weiteren folgende Werte:

- Bestimme die Reaktionsgleichung, welche den Vorgang von S_0 nach S_1 beschreibt.
- Bestimme die Reaktionsgleichung der Titration mit NaOH.
- Berechne die Anzahl Mol von H^+ -Ionen, welche in der ersten Titration bestimmt wurde.
- Berechne die Anzahl Mol von Cl^- -Ionen, welche in der zweiten Titration bestimmt wurde.
- Berechne weiter die Anzahl Mol von Cl^- -Ionen, welche von HCl kommen, sowie die Anzahl Mol von Cl^- -Ionen, welche von CaCl_2 kommen.
- Berechne die Konzentration von HCl in S_1 .
- Berechne die Konzentration von CaCl_2 in S_1 .
- Berechne die Konzentration von HCl in S_0 .
- Berechne die Masse von $\text{Ca}(\text{OH})_2$, welche unabsichtlich S_0 hinzugegeben wurde.

PROBLEM 2 - UNTERSUCHUNG DER FEHLING-PROBE

15 POINTS

1. Die Fehling-Probe basiert auf einer Reaktion, welche stattfindet, wenn man eine Lösung mit Cu^{2+} -Ionen mit einer Lösung eines reduzierenden Zuckers, wie Glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, mischt. In stark basischem Milieu und bei erhöhter Temperatur, läuft dabei folgende Reaktion ab:



2. Gib 20 mL der *Fehling A*-Lösung (enthält Cu^{2+} -Ionen) in einen 250 mL Erlenmeyerkolben. Füge dieser Lösung 20 mL der Lösung *Fehling B* (enthält NaOH und Kalium-Natrium-Tartrat) hinzu. Mische die erhaltene Lösung gründlich.

3. Wäge 200 – 220 mg Glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ auf ± 1 mg genau ein. Notiere diesen Wert und füge den Zucker dem Erlenmeyerkolben mit den *Fehling*-Lösungen hinzu. Verdünne mit 50 mL Wasser und rühre mit einem Magnetrührer bis eine klare Lösung erhalten ist. Erwärme die Lösung auf der Heizplatte, bis sie siedet. Ein brauner Niederschlag fällt aus. Nach 2 Minuten sieden, nimm den Erlenmeyerkolben von der Heizplatte und lass die Lösung auf Raumtemperatur abkühlen. Entferne den Magnetrührer.

4. Wäge ein Filterpapier ab, auf welches später der Niederschlag abfiltriert wird. Notiere diesen Wert, da er für die abschliessende Berechnung benötigt wird. Baue einen Buchner-Apparatur und filtriere den Niederschlag mit dem gewogenen Filterpapier ab. Wasche zweimal mit 20 mL Wasser und trockne den Niederschlag für 2 Minuten am Vakuum.

5. Platziere das Filterpapier auf einen Uhrglas und trockne das Cu_2O für 1 Stunde bei 80°C im Ofen. **Schreibe deine Initialen auf das Uhrglass, damit du es später wieder erkennst!**

6. Beantworte folgende Fragen, solange du am warten bist:

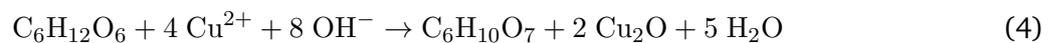
- Die Reaktionsgleichung (3) verwendet die vereinfachte Summenformel RCHO für Glucose. R bezeichnet dabei eine Gruppe von C, H und O, mit der allgemeinen Formel $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$. Bestimme x, y und z.
- Zeichne die Keilstrichformel der Säure RCOOH, welche bei der Oxidation von Glucose gebildet wird. Verwende die Fischer-Projektion von oben als Ausgangspunkt.
- Ekläre, weshalb in Gleichung (3) das Ion RCOO^- und nicht die Säure RCOOH vorkommt.
- Die Gleichung (3) bezeichnet einen Redoxprozess. Stell die Reaktionsgleichungen für die entsprechenden Halbreaktionen auf.

7. Sobald eine Stunde verstrichen ist, nimm das getrocknete Filterpapier aus dem Ofen ohne deine Finger zu verbrennen. Wäge das Filterpapier mit dem Niederschlag. Berechne die Mass von gefälltem Cu_2O als die Differenz zur anfänglichen Mass des Filterpapiers.

Notiere oder berechne:

- e) die verwendete Menge von Glucose $C_6H_{12}O_6$.
- f) die Anzahl Millimol n_1 in dieser Menge Glucose.
- g) die erhaltene Masse an Cu_2O .
- h) die Anzahl Millimol n_2 des erhaltenen Cu_2O .

8. Die zwei Molzahlen n_1 und n_2 sollten die Reaktionsgleichung (3) erfüllen. Des öfteren beobachtet man jedoch, dass $n_1 < n_2$. Dies bedeutet, dass ein Bruchteil der Glucose nicht nach (3) reagiert hat sondern in einer konkurrierenden Reaktion mehr als 1 Äquivalent Cu_2O gebildet hat. Dies neue Reaktion kann wie folgt beschrieben werden:



Der wichtige Unterschied zwischen diesen beiden Reaktion ist, dass in der einen Reaktion 1 Mol Glucose zur Bildung von 1 Mol Cu_2O führt, während in der anderen Reaktion 2 Mol Cu_2O pro Mol Glucose gebildet werden. Wir nehmen nun an, dass a Mol Glucose nach Reaktion (3) reagieren und somit a Mol Cu_2O bilden sowie dass b Mol Glucose nach (4) reagieren und zur Bildung von $2b$ Mol Cu_2O führen. Es folgt, dass $n_1 = a + b$.

Die Gesamtmolzahl von Cu_2O ist demnach $n_2 = a + 2b$. Berechne a und b anhand von deinen eingewogenen Massen. Berechne weiter welcher Bruchteil p der Glucosemoleküle nach (3) reagiert haben.

Viel Erfolg!

Bonne chance!

Buona fortuna!

Good luck!