

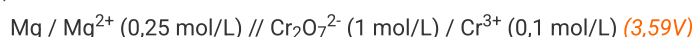
Übungen zur Nernst-Gleichung

LNCU.de
ID 31642
CC-BY-SA 4.0
Online abrufen

Hier findest Du klassische Rechenaufgaben rund um die Nernst-Gleichung. Kannst Du sie lösen?

Teil 1

- 1 **Stellen** Sie für das nachfolgende Zelldiagramm das Redoxschema **auf** und **notieren** Sie darin alle Oxidationszahlen. **Berechnen** Sie die zu messende Spannung der galvanischen Zelle. Berücksichtigen Sie bei ihrer Berechnung, dass die Chromat-Halbzelle angesäuert ist ($c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,1 \text{ mol/L}$).

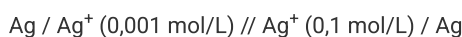


- 2 **Berechnen** Sie die Spannung der galvanischen Zelle aus Aufgabe 1 erneut, jedoch mit der Bedingung, dass der pH-Wert der Chromat-Halbzelle 2 beträgt. **Tipp:** Überlegen Sie, wie sich die Oxonium-Ionen-Konzentration einer Lösung mit Hilfe des pH-Wertes berechnen lässt. (3,45V)

- 3 Welche Aussagen über die pH-Abhängigkeit des Redoxpotentials des Redoxpaares $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$ treffen zu? **Begründen** Sie kurz.

- a Das Redoxpotential ist pH-abhängig.
- b Mit zunehmenden pH-Wert steigt das Redoxpotential.
- c Mit zunehmender Oxoniumionen-Konzentration steigt das Redoxpotential.
- d Mit zunehmender Hydroxidionen-Konzentration sinkt das Redoxpotential.

- 4 Die folgende Konzentrationszelle zeigt eine Spannung von 0,118 V:



Beurteilen Sie die folgenden Maßnahmen hinsichtlich ihres Einflusses auf die Spannung der Konzentrationszelle:

- a Zugabe von Natriumchlorid-Lösung ($\text{NaCl}_{(\text{aq})}$) in eine der beiden Halbzellen. (Silberionen bilden mit Chloridionen einen schwerlöslichen Feststoff, das Silberchlorid, welches sich auf dem Boden absetzt).
- b Zugabe von Silbernitrat-Lösung ($\text{AgNO}_3_{(\text{aq})}$) in eine der beiden Halbzellen.
- c Ansäuern der rechten Halbzelle mit verdünnter Salpetersäure ($\text{HNO}_3_{(\text{aq})}$)
- d Ersetzen der Silberelektroden durch Kupferelektroden.

Teil 2

- 5 Eine Konzentrationszelle besteht aus zwei Wasserstoffhalbzellen. Die Konzentrationen der Oxonium-Ionen in den Elektrolyten betragen 0,1 mol/L und 0,0001 mol/L. **Berechnen** Sie die Spannung der galvanischen Zelle. (0,18V)

- 6 **Berechnen** Sie die Elektroden-Potentiale für Cu/Cu^{2+} und Au/Au^{3+} -Halbzellen bei Konzentrationen von 0,1 mol/L und 0,001 mol/L. **Berechnen** Sie die Zellspannung für die Kombination mit der größtmöglichen Spannung. (1,23V)

- 7 In einer galvanischen Zelle $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ beträgt die Konzentration der Kupfer-Ionen $0,1 \text{ mol/L}$. Die Zellspannung beträgt $1,4 \text{ V}$. **Berechnen** Sie die Konzentration der Zink-Ionen in der Zink-Halbzelle. $c(\text{Zn}^{2+}) = 6,45 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$
- 8 Eine galvanische Zelle besteht aus einer Cu/Cu^{2+} ($0,1 \text{ mol/L}$) Halbzelle und einer Ag/Ag^+ ($0,1 \text{ mol/L}$) Halbzelle. Dann wird so viel Natriumiodid zur Silber-Halbzelle zugegeben, bis die Iodid-Ionen-Konzentration in der Silberhalbzelle $0,1 \text{ mol/L}$ beträgt. **Berechnen** Sie die Zellspannung vor und nach der Zugabe von Natriumiodid. **Erläutern** Sie das Ergebnis. $K_L(\text{AgI}) = 8,5 \cdot 10^{-17} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ (vorher: $0,43 \text{ V}$, nachher: $0,4 \text{ V}$)