

Chemie Klasse 11 (Mittwoch 03.02.2021)

Liebe Klasse 11,

zuerst möchte ich mich für erledigten Aufgaben bedanken.

Ich hoffe, ihr hattet mit dem Stoff der letzten Woche keine Probleme.

S.162/A1:

Was dabei zu beachten ist: Die Konzentration eines Metalls ist in Konzentrationszellen immer 1mol/l. Für das Redoxpaar Ag/Ag⁺ gilt z = 1, da nur 1 Elektron abgespalten bzw. aufgenommen wird.

Setzen wir dies in die Gleichung ein auf S. 162 ein, ist alles ganz einfach:

$$\Delta E = \frac{0,059V}{1} * \lg \frac{1 \text{ mol/l}}{0,001 \text{ mol/l}} \quad \text{Eigentlich soll man den Logarithmus nur von}$$

Zahlenwerten bilden.

$$\Delta E = 0,059V * \lg 1000 = 0,0059V * 3 = 0,177V$$

Aber keine Sorge, dieses Thema werden im Unterricht noch einmal behandeln!

Da dies nur die Vorstufe zur eigentlichen Nernst-Gleichung darstellt, schaut euch im Buch die Seite 163 an.

Auch hier gilt: Die Konzentrationen von reinen Metallen und Gase sind 1mol/l.

Noch ein kleine Ergänzung zu Konzentrationselementen: In der Halbzelle mit der konzentrierteren Lösung werden Metallionen reduziert, in der Halbzelle mit der verdünnten Lösung werden Metallatome oxidiert.

D. h. die Zelle mit der höheren Konzentration stellt den +Pol (Kathodenraum) und die Zelle mit der verdünnten Lösung den –Pol (Anodenraum dar).

Ich rechne hier einmal eine Beispielaufgabe für das System Cu/Cu²⁺ (0,5mol/l)//Cu²⁺(0,0005mol/l)/Cu durch.

Was wir benötigen ist das Standardpotential E⁰ Cu/Cu²⁺ mit 0,35V.

Von den galvanischen Zellen wissen wir noch: $\Delta E = E^0(+\text{Pol}) - E^0(-\text{Pol})$

Nun errechnen wir das Potential für jede Halbzelle.

$$E(+\text{Pol}) = E^0 + \frac{0,059V}{z} * \lg \frac{c(\text{ox})}{c(\text{red})}$$

$$E(+\text{Pol}) = 0,35V + \frac{0,059V}{2} * \lg \frac{0,5}{1} = 0,3411V$$

Analog der –Pol:

$$E(-\text{Pol}) = 0,35V + \frac{0,059V}{2} * \lg \frac{0,0005}{1} = 0,2526V$$

Chemie Klasse 11 (Mittwoch 03.02.2021)

Jetzt kommt der leichteste Teil der Berechnung:

$$\Delta E = 0,411V - 0,2526V = 0,0855V \text{ (wenn ich richtig gerechnet habe).}$$

Auf dieselbe Weise können auch verschiedene Elementpaarungen berechnet werden, z. B. das Element Cu/Cu²⁺ (0,1mol/l)//Ag⁺ (0,5mol/l)/Ag :

$$E^0(\text{Ag}/\text{Ag}^+) = 0,80V$$

$$E^0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = 0,35V$$

$$E(+\text{Pol}) = 0,80V + \frac{0,059V}{1} * \lg \frac{0,5}{1} = 0,782V$$

$$E(-\text{Pol}) = 0,35V + \frac{0,059V}{2} * \lg \frac{0,1}{1} = 0,3205V$$

$$\Delta E = 0,782V - 0,3205V = 0,4615V$$

Nach diesem Muster berechnet bitte die Aufgabe A3 auf S.163.

Dabei müsst ihr delogarithmieren.

Die Grundlagen, um Aufgabe A4 (pH Abhängigkeit) zu lösen werden wir dann nächste Woche behandeln.

Viele Grüße

J. Drescher