

Chemie Klasse 11 (Mittwoch 10.02.2021)

Liebe Klasse 11,

bei der Durchsicht eurer Arbeiten habe ich festgestellt, dass die Lektüre des Chemiebuches allein nicht ausreicht. Das ist selbstverständlich kein Vorwurf sondern eine Feststellung.

Ich werde deshalb in der nächsten Woche die Redoxpotentiale noch einmal durchgehen.

Und nun (oh welch schlechtes Deutsch!) zu der Aufgabe.

Da $c(\text{Zn}^{2+}) = 1 \text{ mol/l}$ können wir schreiben:

$$\Delta E = E_{\text{Cu}} - (-0,76\text{V})$$

$$0,805\text{V} = E_{\text{Cu}} + 0,76\text{V}$$

$E_{\text{Cu}} = 0,045\text{V}$ An der geringen Spannung können wir schon sehen, dass die Cu^{2+} Konzentration sehr gering sein muss.

Diesen Wert setzen wir nun in die Nernst-Gleichung ein:

$$0,045\text{V} = 0,34\text{V} + \frac{0,059\text{V}}{2} * \lg \frac{c(\text{ox})}{1}$$

Nach dem Auflösen:

$$\lg c(\text{ox}) = \frac{-0,295 * 2}{0,059}$$

$$\lg c(\text{ox}) = -10$$

$$c(\text{Cu}^{2+}) = 10^{-10} \text{ mol/l}$$

Jetzt wie angekündigt zu den Grundlagen von Aufgabe 4 auf S.163:

Ihr kennt sicherlich noch die schönen Redoxgleichungen im sauren Bereich.

Wenn wir schreiben



müssen wir bei der Bestimmung des Potentials auch die Wasserstoffionenkonzentration berücksichtigen:

Wir schreiben folglich für das System $\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-$ ($E^0 = 1,68\text{V}$):

$$E = 1,68\text{V} + \frac{0,059\text{V}}{5} * \lg \frac{c(\text{MnO}_4^-) * c^8(\text{H}^+)}{c(\text{Mn}^{2+})}$$

Chemie Klasse 11 (Mittwoch 10.02.2021)

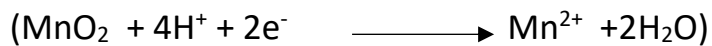
Der pH ist der negative dekadische Logarithmus der Wasserstoffionenkonzentration. pH 3 bedeutet: $c(\text{H}^+) = 10^{-3} \text{ mol/l}$
pH 7 $\Rightarrow c(\text{H}^+) = 10^{-7} \text{ mol/l}$ bei pH 12 wäre dann $c(\text{H}^+) = 10^{-12} \text{ mol/l}$

(Auch das muss ich im Unterricht noch genauer erklären.)

Jetzt müsst ihr nur noch das Potential von $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ für die beiden Konzentrationen ausrechnen und jeweils mit dem Standardpotential von $2\text{Br}^- / \text{Br}_2$ vergleichen und entscheiden: ja bzw. nein.

Hier noch eine ähnliche Aufgabe:

Wie hoch muss die minimale Oxoniumionenkonzentration sein, bei der man mit Braunstein ($c(\text{MnO}_2) = 1 \text{ mol/l}$; $c(\text{Mn}^{2+}) = 1 \text{ mol/l}$) Chloridionen ($c = 1 \text{ mol/l}$) zu Chlor oxidieren kann?



Viele Grüße

J. Drescher