

(no title)

Ingo Blechschmidt

30. Juni 2005

Inhaltsverzeichnis

0.1 Tests	1
0.1.1 Formelsammlung zur 1. Schulaufgabe	1
0.1.2 Formelsammlung zur 2. Schulaufgabe (Fietz-powered)	2

0.1 Tests

0.1.1 Formelsammlung zur 1. Schulaufgabe

- Druck: $[p] = \text{Pa} = \frac{\text{N}}{\text{m}^2} = 10^{-5} \text{bar}$
- Volumen: $[V] = \text{dm}^3 = \text{l}$
- Stoffmenge: $[n] = \text{mol}$
- Konzentration: $[c] = \frac{\text{mol}}{\text{l}}$
- Temperatur: $[\vartheta] = ^\circ\text{C}$, $[T] = \text{K}$
- Molare Masse: $[M] = [m_M] = \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
- Molares Volumen: $[V_M] = \frac{\text{l}}{\text{mol}}$
 V_M bei Normalbedingungen: $V_M = 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$
- $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ ($R = 8,3145 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$)

- $c(A) = \frac{n(A)}{V_{\text{ges}}}$
- Bei Feststoffen: $n(A) = \frac{m(A)}{M(A)}$
Bei Gasen: $n(A) = \frac{V(A)}{V_M}$
- $\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$

0.1.2 Formelsammlung zur 2. Schulaufgabe (Fietz-powered)

Protolysereaktionen

- Ionenprodukt des Wassers: $K_W = c(\text{H}_3\text{O}^+)c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2}$
- Säurekonstante: $K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$
- Basenkonstante: $K_b = \frac{c(\text{OH}^-)c(\text{HA})}{c(\text{A}^-)}$
- $pK_s = -\lg K_s$
 $pK_b = -\lg K_b$
- $K_s \cdot K_b = pK_s + pK_b = 14$
- Bei starken Säuren ($pK_s < 3,5$): $pH = -\lg c_0(\text{HA})$
Bei schwachen Säuren ($pK_s > 3,5$): $pH = \frac{1}{2} [pK_s - \lg c_0(\text{HA})]$
Analog bei Basen
- Puffersystem-pH: $pH = pK_s - \lg \frac{c(\text{HA})}{c(\text{A}^-)}$ (Henderson-Hasselbalch-Gleichung)
Am Halbäquivalenzpunkt: äquimolare Mengen ($c(\text{HA}) = c(\text{A}^-)$), Pufferwirkung optimal
- Hyperventilation: Normalerweise hat man immer CO_2 im Blut, was das Blut saurer macht. Atmet man nun zu schnell zu viel aus, geht das CO_2 weg und das Blut wird zu alkalisch. Abhilfe: Tüte über Kopf, damit atmet man sein eigenes CO_2 wieder ein und gut ist.

Redoxreaktion

- „Edle“ Elemente werden selbst reduziert, sind also Oxidationsmittel, und haben ein positiveres (größeres) E^0 (Beispiel: Ag/Ag^+)
- „Unedle“ Elemente werden selbst oxidiert, sind also Reduktionsmittel, und haben ein negativeres (kleineres) E^0 (Beispiel: Zn/Zn^{2+})
- Galvanisches Element: Zwei Halbzellen, elektrisch leitend verbunden
- Daniell-Element: $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}/\text{Cu}^{2+}$
- Standardpotential: $\text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2e^-$
- $U = E(\text{Akzeptor-Halbzelle} = \text{Reduktions-Halbzelle}) - E(\text{Donator-Halbzelle} = \text{Oxidation-Halbzelle})$
- $U > 0$: Reaktion läuft spontan ab
 $U < 0$: Reaktion läuft nicht spontan ab
- Nutzbare Energie: $[\Delta G] = [-UzQ = -Uz96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}}] = \frac{\text{J}}{\text{mol}}$
- $\Delta G < 0$: Exergonische Reaktion
 $\Delta G > 0$: Endergonische Reaktion
- $E = E^0 + \frac{0,059\text{V}}{z} \lg \frac{c(\text{Oxidisierte Ionen})}{c(\text{Reduzierte Ionen})}$
- $U = 0,059\text{V} \cdot \lg \frac{c_1}{c_2}$
- pH-Abhängigkeit dann, wenn in der Endform $\text{H}_3\text{O}^+/\text{OH}^-$ -Ionen dabei sind

$$E = E^0 - \frac{0,059\text{V}}{z} \cdot \text{pH}$$
- Zersetzungsspannung: (Theoretische) Spannung für die Elektrolyse
- Abscheidungsspannung: Die wirklich benötigte Spannung, $E_{\text{Ab}} = E_{\text{Zersetzung}} + E_{\text{Überpotenzial}}$
- Überspannung: Die zusätzliche Spannung, die in der Realität bei Reaktionen mit Gaspartnern nötig ist