

# (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:  $[V] = \text{dm}^3 = 1$
- 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:  $[V_M] = \frac{1}{\text{mol}}$   
 $V_M$  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<sub>2</sub> im Blut, was das Blut saurer macht. Atmet man nun zu schnell zu viel aus, geht das CO<sub>2</sub> weg und das Blut wird zu alkalisch. Abhilfe: Tüte über Kopf, damit atmet man sein eigenes CO<sub>2</sub> wieder ein und gut ist.

## Redoxreaktion

- „Edle“ Elemente werden selbst reduziert, sind also Oxidationsmittel, und haben ein positiveres (größeres)  $E^0$  (Beispiel: Ag/Ag<sup>+</sup>)
- „Unedle“ Elemente werden selbst oxidiert, sind also Reduktionsmittel, und haben ein negativeres (kleineres)  $E^0$  (Beispiel: Zn/Zn<sup>2+</sup>)
- Galvanisches Element: Zwei Halbzellen, elektrisch leitend verbunden
- Daniell-Element: Zn/Zn<sup>2+</sup>//Cu/Cu<sup>2+</sup>
- Standardpotential:  $H_2 + 2H_2O \rightleftharpoons 2H_3O^+ + 2e^-$
- $U = E(\text{Akzeptor-Halbzelle} = \text{Reduktions-Halbzelle}) - E(\text{Donator-Halbzelle} = \text{Oxidations-Halbzelle})$
- $U > 0$ : Reaktion läuft spontan ab  
 $U < 0$ : Reaktion läuft nicht spontan ab
- Nutzbare Energie:  $[\Delta G] = [-UzQ = -Uz96485 \frac{C}{mol}] = \frac{J}{mol}$
- $\Delta G < 0$ : Exergonische Reaktion  
 $\Delta G > 0$ : Endergonische Reaktion
- $E = E^0 + \frac{0,059V}{z} \lg \frac{c(\text{Oxidierte Ionen})}{c(\text{Reduzierte Ionen})}$
- $U = 0,059V \cdot \lg \frac{c_1}{c_2}$
- pH-Abhängigkeit dann, wenn in der Endform H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>/OH<sup>-</sup>-Ionen dabei sind  

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