

1 Konstanten

Stoffmenge	$n(X) : 1 \text{ mol} = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen} = \# \text{ Atome in } 12 \text{ g } {}^{12}_6\text{C}$
molare Masse	$M(X) : \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ Bsp: $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1.0079 + 15.9994$
Masse	$m(X) : \text{g}$
$n(X) \cdot M(X) = m(X)$	
Stoffmengenkonzentration	$M = \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
Atommasseneinheit	$u \quad 12u = \text{Masse eines } {}^{12}_6\text{C}\text{-Teilchens} = 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$
Avogadro-Zahl	$N_A = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
ideales Gasvolumen	$22.41 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$
ideale Gaskonstante	$R = 8.31447 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = 8.31447 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
Grad Celsius	$^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273.15$
Elementarladung	$e = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Faraday-Konstante	$F = N_A \cdot e = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

2 Geschwindigkeitsgesetz

Allgemein: $v(AX) = k \cdot [A]^x \cdot [X]^y$

“Die Reaktion ist x+y-ter Ordnung insgesamt, x-ter Ordnung bzgl. A und y-ter Ordnung bzgl. X”

Ordnung	Geschw.gesetz	Zeitabh. der Konzentration	lin. Beziehung	Halbwertszeit
0	$v = k$	$[A] = -k \cdot t + [A]_0$	$[A]$ gegen t	$\frac{[A]_0}{2k}$
1	$v = k \cdot [A]$	$\ln[A] = -k \cdot t + \ln[A]_0$	$\ln [A]$ gegen t	$\frac{\ln 2}{k}$
2	$v = k \cdot [A]^2$	$\frac{1}{[A]} = k \cdot t + \frac{1}{[A]_0}$	$\frac{1}{[A]}$ gegen t	$\frac{1}{k \cdot [A]_0}$

3 Massenwirkungsgesetz (MWG)

Für die allgemeine Reaktion $aA + eE \rightleftharpoons xX + zZ$ lautet das MWG

$$\frac{[X]^x \cdot [Z]^z}{[A]^a \cdot [E]^e} = K_c = \frac{k_{\text{hin}}}{k_{\text{rück}}} \quad \text{In mehrstufigen Reakt. ist K das Produkt der Einzelreakt.}$$

$$K_p = \frac{p^x(X) \cdot p^z(Z)}{p^a(A) \cdot p^e(E)}, \quad \text{falls alle beteiligten Stoffe Gase sind.}$$

R = ideale Gaskonstante

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}, \quad T = \text{Temperatur [K]}$$

$$\Delta n = x + z - (a + e)$$

4 Säure-Base

allg.Reakt.gleichung	$HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H^+$
	$B^- + H_2O \rightleftharpoons B + OH^-$
pH	$pH = -\log[H^+]\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$
pOH	$pOH = -\log[OH^-]\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$
pK_w	$pK_w = pH + pOH = 14$
Ionenprodukt	$10^{-14} = [OH^-][H^+]$
Massenerhaltung	$[HA]_0 = [HA] + [A^-]$
Elektroneutralität	$[H^+] = [OH^-] + [A^-]$
Säuredissoziationskonstante	$K_s(HA) = \frac{[A^-] \cdot [H^+]}{[HA]}$
pK_s	$pK_s = -\log K_s$
	schwach: $pK_s > 3.5$
Säurestärke	mittel: $3.5 > pK_s > 0.35$
	stark: $pK_s < 0.35$
Mehrprotonige Säuren	$pK_2 = pK_1 + 5, pK_3 = pK_2 + 5, \quad \text{Bsp: } K_1 = \frac{[H_2A^-][H^+]}{[H_3A]}$
Oxidosäuren	Für Oxidosäuren H_aXO_b gilt: $pK_1 = 7 \quad \text{falls } a = b \quad HOCl$ $pK_1 = 2 \quad \text{falls } a = b - 1 \quad (HO)_2SO$ $pK_1 = -3 \quad \text{falls } a = b - 2 \quad HONO_2$
Basendissoziationskonstante	$K_b(A^-) = \frac{[OH^-] \cdot [HA]}{[A^-]}$
pK_b	$pK_b = -\log K_b$
pK_w	$pK_w = pK_s + pK_b = 14 \quad \text{Bsp: } pK_s(NH_4^+) + pK_b(NH_3) = 14$
Dissoziationsgrad	$\alpha = \frac{[A^-]}{[HA]}$
Zsh. K_s mit $[H^+]$	$[H^+] = -\frac{1}{2}K_s + \sqrt{\frac{1}{4}K_s^2 + K_s \cdot c_0}, \quad c_0 = \text{Anfangskonz. von } HA$ mit $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$
$[H^+]$ schwacher Säuren	$[H^+] = \sqrt{K_s \cdot c_0}$
$[OH^-]$ schwacher Basen	$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot c_0}$
pH schwacher Säuren	$pH \approx \frac{1}{2} \left(pK_s - \log \left(\frac{c_0}{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}} \right) \right)$
pOH schwacher Basen	$pOH \approx \frac{1}{2} \left(pK_b - \log \left(\frac{c_0}{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}} \right) \right)$
H.son-Hasselbalch-Gleichung	Charakteristik von Pufferlösungen $pH = pK_s(HA) - \log \frac{[HA]}{[A^-]}, \quad \text{wobei } \frac{[HA]}{[A^-]} \in \left[\frac{1}{10}, 10 \right]$
HSAB-Regel	Harte säure lieben harte Basen, weiche Säuren weiche Basen
Neutralisation	$V_{HA} \cdot [HA] = V_B \cdot [B]$
Metall-Ionen als Säure	$[M(OH_2)_x]^{n+} + H_2O \rightleftharpoons [M(OH_2)_{x-1}(OH)]^{n-1} + H_3O^+$

5 Löslichkeitsprodukt

Für die allgemeine Reaktion $A_aX_x \rightleftharpoons aA^{x+} + xX^{a-}$ lautet das Löslichkeitsprodukt
 $L = [A^{x+}]^a \cdot [X^{a-}]^x$

Fällungsreaktionen

$I < L \Rightarrow$ Lösung ungesättigt

$I = L \Rightarrow$ Lösung gesättigt

$I > L \Rightarrow$ Lösung übersättigt, es gibt eine Fällung

- $[H^+]^2 \cdot [S^{2-}] = 1.1 \cdot 10^{-22}$
- vergrößerte Volumina \Rightarrow verringerte Konzentrationen
- pH-Angabe $\Rightarrow [OH^-]$ resp. $[H^+]$ -Konz. anpassen

6 Grundlagen der chemischen Thermodynamik

1. Hauptsatz (Energieerhaltung)

ΔH = Reaktionsenthalpie

$\Delta H = \Delta U + p\Delta V$

$\Delta U = U_2 - U_1$, Veränderung der inneren Energie, Wärme, Reakt.energie bei $\Delta V = 0$

ΔV = Veränderung des Volumens

p = Atmosphärendruck

Enthalpie für Reaktionen mit Gasen

$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$

Δn = Veränderung der Stoffmenge

$RT = 2.479 \frac{kJ}{mol}$ @ 25°C

2.Hauptsatz

- Bei einer spontanen Zustandsänderung vergrößert sich die Entropie S. S ist ein Mass für die Unordnung eines Systems.
- Bei einer Reaktion wird ein Energieminimum angestrebt.
- Bei einer Reaktion wird ein Maximum an Unordnung angestrebt.

Gesamtentropie	$\Delta S_{Ges} = \Delta S_{Sys} + \Delta S_{Umg}$ $\Delta S_{Umg} = -\frac{\Delta H}{T}$
Gibbs-Energie (kJ/mol)	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$
Gibbs-freie Enthalpie	$G = H - TS$ $\Delta G < 0$ Reaktion verläuft spontan
Ablauf der Reaktion	$\Delta G = 0$ System in Glgw. $\Delta G > 0$ Reaktion verläuft nicht spontan
freie Reaktionsenergie	$\Delta F = \Delta U - T\Delta S$
Standard-Bildungsenthalpie	$\Delta G_f^\circ =$ Gibbs-Energie für 1mol der Verbindung $\Delta G_f^\circ = \Delta H_f^\circ - T\Delta S^\circ$ $\Delta G^\circ = \sum \Delta G_f^\circ \text{Produkte} - \sum \Delta G_f^\circ \text{Edukte}$ $\Delta G^\circ(\text{Element}) \equiv 0$

3.Hauptsatz

- Die Entropie einer Substanz nimmt mit der Temperatur zu.
- Die Entropie einer perfekten kristallinen Substanz beim absolut Nullpunkt ist 0

absolute Standard-Entropie	S^0 : Entropie bei 101.3kPa
Standard-Reaktionsentropie	$\Delta S^0 : \sum \text{abs.Entropie(Produkte)} - \sum \text{abs.Entropie(Edukte)}$
Temperaturabhängigkeit von K	$\Delta G^0 = -RT \cdot \ln K$ K = K aus MWG $G = G^0 + RT \cdot \ln a$ $a = \frac{p}{101.3kPa} = f \cdot \frac{c}{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}}$ $RT = 2.479 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
Clausius-Clap.-Glgw.	$\ln \left(\frac{p_2}{p_1} \right) = \frac{\Delta H_v}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$
CCG II	$\ln \left(\frac{K_2}{K_1} \right) = \frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$

7 Elektrochemie

Masseinheiten und Beziehungen

	Symbol	Masseinheit
elektr.Potential	E	Volt (V)
Stromstärke	I	Ampère (A)
Widerstand	R	Ohm (Ω)
Ladung	q,e,L	Coulomb (C)
Leitfähigkeit	$\frac{1}{R}$	Siemens (S)
<hr/>		
Elementarladung	$e = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	
Faraday-Konstante	$F = N_A \cdot e = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1} = 96.485 \frac{kJ}{V \cdot \text{mol}}$	
$1A = \frac{1C}{s}$	$1J = 1V \cdot C$	$1\Omega = 1\frac{V}{A} = 1J \cdot s$
		$1S = 1\Omega^{-1}$

Faraday'sches Gesetz

$$m = \text{abgeschiedene Menge} [kg]$$

$$\frac{M}{z} = \text{molare Äquivalentmasse} [kg]$$

$$m = \frac{M}{z} \cdot \frac{L}{F}$$

$$M = \text{molare Masse}$$

$$z = \text{Anzahl mol Elektronen}$$

$$L = \text{Elektrizitätsmenge} [C = A \cdot s]$$

$$F = 96.485 \frac{\text{kJ}}{\text{V} \cdot \text{mol}}$$

Galvanische Zelle

Erzeugte elektr. Energie $W = L \cdot \Delta E$

Gibbs-Energie (kJ/mol) $\Delta G = - \underbrace{n \cdot F}_L \cdot \Delta E \quad n = \text{Anz. beteiligte Elektr. bei Reaktion}$

Spannung $\Delta E = E^0(\text{Kathode}) - E^0(\text{Anode}) \quad \text{Stromgewinn bei } \Delta E > 0$

Nernst-Gleichung $\Delta E = \Delta E^0 - \frac{2.303 RT}{nF} \log Q$

$$Q = \frac{a^x(X) \cdot a^z(Z)}{a^a(A) \cdot a^e(E)}$$

Feststoffe: $a = []$

Gase: $a = \frac{p}{101.3kPa}$

@ 25 °C $\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0.05916}{n} \log Q$

Halbreaktion $E = E^0 + \frac{0.05916}{n} \log \frac{[\text{Oxidiert}]}{[\text{Reduziert}]}$