

Formeln anorganische Chemie

pH-Wert

pH-Wert (Definition): $\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$
 $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}} \text{ mol/l}$
 $\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH}$

pH-Wert schwacher ($\text{pK}_s > 2$) Säuren
 $\text{pH} = \text{pK}_s - \log \frac{c_{\text{HA}}}{[\text{HA}] + [\text{H}_2\text{O}] \leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{A}^-]}$

pH-Wert starker Säuren ($\text{pK}_s < 2$)
 $\text{pH} = -\log \frac{c_{\text{HA}}}{[\text{HA}] = [\text{H}_3\text{O}^+]}$

pH-Wert von Ampholyten (z.B. HSO_4^-)
 $\text{pH} = (\text{pK}_{\text{Ampholyt}} + \text{pK}_{\text{konjugierte Säure}}) / 2$

Puffergleichung ($\text{pH} = \text{pK}_s$ am Pufferpunkt)
 $\text{pH} = \text{pK}_s - \log \frac{c_{\text{HA}}}{c_{\text{A}^-}}$
 [Henderson-Hasselbalch-Gleichung]

pOH-Wert

pOH-Wert Berechnung (analog pH-Wert Rechnung mit OH^-/pK_B): $\text{pOH} = -\log (c_{\text{OH}^-})$
 $\text{pOH} = \text{pK}_B - \log (c_{\text{OH}^-}) / 2$
 $\text{pK}_s + \text{pK}_B = 14 \rightarrow \text{pK}_B = 14 - \text{pK}_s$

pK-Wert (Säurekonstante)

Der pK-Wert ist eine Darstellung der Massenwirkungskonstante der Protolyse-Reaktion ($\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$), K_s (Säurekonstante).

pK-Wert Berechnung:
 $\text{pK}_s = -\log K_s$

Molarität, Molalität

c [mol/l]: Stoffmengenkonzentration (Konzentrationsangabe einer Lösung), SI-Einheit: mol/m³.
 M [kg/mol]: Molmasse (Masse pro Stoffmenge), üblicher in g/mol angegeben.
 m [mol/kg]: Molalität (Menge eines gelösten Stoffes in einer Lösemittel-Masse).
 N [mol/l]: Normalität (Veraltete Bezeichnung einer Äquivalenzkonzentration).
 n [mol]: Stoffmenge (Definiert als Anzahl der Teilchen in 12g).
 Beziehung: $m = n \cdot M$ (m =Masse!)
 Beziehung: $n = V \cdot c$

Gasgesetze

Ideales Gasgesetz: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ ($R = 0.083143 \text{ bar l/K mol}$)
 Boyle-Mariott: $p \cdot V = \text{const}$ (wenn $T = \text{const}$)
 Gay-Lussac: $V = \text{const} \cdot T$ (wenn $P = \text{const}$)

Massenwirkungsgesetz (MWG)

$$K = \frac{c_{\text{Produkt(e)}}^n}{c_{\text{Edukt1}}^n \cdot c_{\text{Edukt2}}^n}$$

- K =Gleichgewichtskonstante (nur Temperaturabhängig), je grösser K (>1), desto mehr ist das Gleichgewicht zu den Produkten verschoben.
- Molzahlen werden zu Exponenten.

Redoxpotential (Nernst-Gleichung)

Formel zur Berechnung des elektrochemischen Gleichgewichtspotentials (E [V]) eines Redoxsystems ($c \neq 1 \text{ M}$):

$$E = E_0 + \left[\frac{0.059}{z} \cdot \log \frac{(c_{\text{ox.}})^n \cdot (c_{\text{H}^+})^n}{(c_{\text{red.}})^n} \right]$$

Nernst-Verteilungssatz

Stoffkonstante, beschreibt die Verteilung eines gelösten Stoffes in 2 nicht-mischbaren Lösemitteln (Extraktion, Chromatografie):

$$K = \frac{c_{\text{Phase1}}}{c_{\text{Phase2}}} = \frac{n_1/V_1}{n_2/V_2} \quad (\text{da } n = V \cdot c \rightarrow c = n/V)$$

Löslichkeitsprodukt

$$L = c_A^m \cdot c_B^n \quad [\text{mol}^{m+n} / \text{l}^{m+n}]$$

07. pH-Wert Berechnung

- Der pH-Wert ist als negativer dekadischer Logarithmus der H_3O^+ -Ionen-Konzentration einer Lösung definiert ($\text{pH} = -\log [\text{c}_{\text{H}_3\text{O}^+}]$). Ein $\text{pH} = 4$ entspricht einer Konzentration von 10^{-4} mol/l H_3O^+ -Ionen.
- *Glaselektrode*: Messelektrode zur Bestimmung des pH-Wertes einer Lösung. Das Glas dieser Elektroden bildet durch einen Ionenaustausch zwischen Protonen der Lösung und alkalischen Ionen des Glases ein Nernst-Potential (gegen eine eingeschlossene Maßlösung) aus, das auf einer Skala als pH-Wert abgelesen werden kann. Die pH-Elektrode muss stets geeicht werden.
- Als Indikatoren des pH-Wertes werden Säuren oder Basen verwendet, die bei ihrer Protolyse (oder Deprotolyse) eine Farbreaktion aufweisen.
- Grundsätzlich gilt:
 - $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, daher wird ein pH von 7 auch als „neutral“ bezeichnet.
 - Daraus folgt für die Basenstärke: $\text{pK}_\text{B} = 14 - \text{pK}_\text{S}$.
- Bei einer *starken Säure* (HClO_4 , HCl) sind alle Säuremoleküle einer Lösung dissoziiert, der pH-Wert berechnet sich näherungsweise nach: $\text{pH} = -\log c_{\text{HA}}$.
- Der pH-Wert *schwacher Säuren* (nicht vollständig dissoziiert, $\text{pK}_\text{S} > 2$ / kleiner K_S) berechnet sich näherungsweise nach: $\text{pH} = \text{pK}_\text{S} - \log(c_{\text{HA}})/2$.
- **pH-Titration**: Konzentrationsbestimmung durch Zugabe einer Maßlösung (bekannte Konzentration = Titer) zu einem bestimmten Volumen des zu bestimmenden Stoffes bis zum einem definierten Punkt (pH-abhängiger Farbumschlag eines Indikators am Äquivalenzpunkt = 100% Neutralisation).

08. Ampholyte

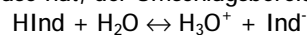
- Als Ampholyte (klassischerweise H_2O , auch HSO_4^- , HCO_3^- , CO_3^{2-} , CN^- , NH_4^+ etc.) werden amphotere Elektrolyte bezeichnet, die sich je nach Umstand sowohl als Säure wie Base verhalten können. Sie werden u.a. als Trägersubstanzen in der Elektrophorese verwendet.
- pH-Wert-Berechnung von *Ampholyten*: $\text{pH} = (\text{pK}_{\text{S}1} + \text{pK}_{\text{S}2})/2$.

09. Puffer

- Pufferlösungen haben die Eigenschaft den pH-Wert bis zu einer bestimmten Grenze zu stabilisieren. Sie bestehen aus einer schwachen Säure (z.B. Essigsäure CH_3COOH) und dem dissoziierten Salz (Säureanion z.B. Azetat CH_3COO^-) der schwachen Säure. Gemäß der Dissoziationskonstanten werden schwache Säuren (bei H^+ -Zugabe) oder Basen (bei OH^- -Zugabe) gebildet. Die Pufferwirkung wird durch die Pufferkapazität angegeben, sie ist am grössten bei einer hohen äquimolaren Konzentration des Säure-Base-Paares.
- Der pH-Wert von *Pufferlösungen* berechnet sich nach der Henderson-Hasselbalch-Gleichung: $\text{pH} = \text{pK}_\text{S} + \log(c_{\text{A}^-}/c_{\text{schwache HA}})$.
- Der Umschlagspunkt (Pufferpunkt) liegt bei $\text{pH} = \text{pK}_\text{S}$.

10. Wirkungsweise von pH-Indikatoren

Als pH-Indikatoren werden Säure-Base Paare verwendet, bei denen die Indikatorsäure ein anderes Absorptionsspektrum als die konjugierte Base hat, der Umschlagsbereich (Mischfarbe) beträgt $\text{pH} \sim \pm 1$.



- **Phenolphthalein** ($\sim \text{pH} 9$, farblos \leftrightarrow violett): Indikator für basische Lösungen (z.B. CH_3COOH).
- **Methylrot** ($\sim \text{pH} 4$, rot \leftrightarrow gelb): Indikator für saure Lösungen (z.B. HCl).

11. Koordinationschemie (Komplexe)

- **Komplexverbindungen**: Verbindungen zwischen Atomgruppen/Molekülen, bei denen verschiedene Liganden (z.B. Wasser) symmetrisch um ein Zentralatom angeordnet sind.
 - Liganden: Ionen oder Moleküle die sich regelmäßig um das Zentralatom gruppieren.
 - Koordinationszahl: Anzahl der Liganden, die ein Zentralatom binden kann.
 - Je kleiner K desto stabiler der Komplex.
- **Chelate**: Stoffe die durch Reaktion mit Komplexbildnern (mehrzählige Liganden wie EDTA und div. zyklische Organo-Metall-Verbindungen) entstehen, bei denen mehrere Koordinationsstellen des Zentralatom abgeschirmt werden (hohe Stabilität).
- **EDTA**: 6-zähliger Chelatbildner, der u.a. zur Entgiftung durch Komplexbildung von Metallen angewandt wird.
- **Komplextitration**: Ein an die Messsubstanz gebundener Indikator wird durch Verdrängung mit EDTA (in Puffer) freigesetzt, die Stoffmenge des verbrauchten EDTA entspricht der gesuchten Stoffmenge.

12. Dreisatz (Die wichtigste Rechenart der Chemie)

Berechnung einer unbekanntes vierten mit drei bekannten Grössen à la:

Frage: 1mol hat die Masse 10g, welche Masse haben 0.5mol? Antwort:

$$? = 10\text{g} \times 0.5\text{mol} / 1\text{mol} = 5\text{g}$$

Klausur- und Übungsaufgaben

01. Wieviel Mol Na_2SO_4 werden benötigt, um CaSO_4 aus 1l CaCl_2 -Lösung ($c=10^{-2}\text{mol/l}$) auszufällen ($L_{\text{CaSO}_4}=2.4 \times 10^{-5}\text{mol}^2/\text{l}^2$)?

$$L = c_{\text{Na}_2\text{SO}_4} \times c_{\text{CaCl}_2} \Rightarrow c_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 2.4 \times 10^{-5} / 10^{-2} = 2.4 \times 10^{-3} \text{mol/l}$$

02. Verhalten von Methylrot als Indikator

Methylrot ist ein pH-Indikator dessen Umschlagspunkt bei 3.1-4.4 (sauer) liegt, daher ist er zur Titration mit CH_3COOH (Essigsäure) nicht geeignet, da diese einen höheren pH-Wert hat (Äquivalenzbereich pH 8-10). Er kann jedoch zur Titration saurer Lösungen verwendet werden (Äquivalenzbereich von HCl: pH 4-8).

03. Molarität einer NaOH-Lösung pH 10

Molarität = Konzentration in mol/l (mmol/l, $\mu\text{mol/l}$).

- Berechnung der Molarität mit pH 10:
pH 10 ($c_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-10}\text{mol/l}$) entspricht nach $[\text{pOH} + \text{pH} = 14]$ einem pOH von 4, also 10^{-4}mol/l .

04. 1l NaOH pH13 hat nach einer Verdünnung auf pH10 welches Volumen?

Eine Änderung des pH-Wertes um den Faktor 3 (pH13 \rightarrow 10) bewirkt eine Volumenänderung um den Faktor 10^3 ($\text{pH} = -\log c_{\text{H}_3\text{O}^+}$), daher hat die pH 10 Lösung ein Volumen von 1000l.

05. Reaktionsgleichungen schwerlöslicher Kalziumverbindungen (da gibt es nicht allzu viele...)

- $\text{CaCl}_2 \text{ aq} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ aq} \rightarrow \text{CaSO}_4 \downarrow$ (Kalziumsulfat = Gips) + 2HCl aq
- $\text{CaCl}_2 \text{ aq} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ (Glaubersalz) $\rightarrow \text{CaSO}_4 \downarrow$ (Kalziumsulfat = Gips) + 2NaCl aq
- $\text{CaCl}_2 \text{ aq} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \text{ aq}$ (Natriumkarbonat = Soda) $\rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$ (Kalk, z.B. Kalzit) + 2NaCl aq
- $\text{CaCl}_2 \text{ aq} + 2\text{CO}_2 \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4 \downarrow$ (Kalziumoxalat = Harnstein) + Cl_2 (Theoretisch)
- $\text{CaCl}_2 \text{ aq} + 2\text{NaF} \rightarrow \text{CaF}_2 \downarrow$ (Flußspat) + 2NaCl aq (quantitative Ca^{2+} -Bestimmung)

06. Neutralisation von 10 ml H_2SO_4 (6mol/l) mit NaOH (3mol/l)

Um 10 ml zu neutralisieren werden 40 ml ($2 \times 10 \times 2$) NaOH benötigt da:

- Die Konzentration nur halb so gross ist ($\times 2$)
- 10ml neutralisiert werden müssen ($\times 10$)
- H_2SO_4 2-protonig ist ($\times 2$)

07. Wieviel g BaCl_2 sind 10ml einer 6mol/l H_2SO_4 äquivalent?

- Die Molmasse von BaCl_2 beträgt 208.3g/mol (Ba=137.9g, Cl=35.5g).
- Stoffmenge in 10ml H_2SO_4 : 10ml 6mol/l \rightarrow 0.06mol (1/100)

$$m = n \times M = 0.06 \text{mol} \cdot 208.3 \text{g/mol} = 12.49 \text{g}$$

08. Massenwirkungsgesetz

- $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ $K = \frac{(c_{\text{NH}_3})^2}{(c_{\text{H}_2})^3 \times (c_{\text{N}_2})}$
- $\text{C}_{(\text{s})} + \text{O}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{g})$ $K = \frac{(c_{\text{CO}_2})}{1 \times (c_{\text{O}_2})}$
- $\text{CaCO}_3(\text{s}) \leftrightarrow \text{CaO}_{(\text{s})} + \text{CO}_2(\text{g})$ $K = \frac{1 \times (c_{\text{CO}_2})}{1} = (c_{\text{CO}_2})$

09. pH-Wert einer neutralisierten Essigsäure ($c_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1\text{mol/l}$) mit $\text{pK}_s = 4.76$

- $\text{pK}_s + \text{pK}_B = 14 \rightarrow \text{pK}_B = 14 - \text{pK}_s$
- $\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH}$
- $\text{pOH} = \text{pK}_B - \log c / 2$ (analog pH-Wert Berechnung)

Aus dem pK_s lässt sich der pK_B ableiten ($14 - 4.76 = 9.24$). Aus dem pK_B wiederum lässt sich der pOH berechnen (4.62), aus dem sich der pH ableitet ($14 - \text{pOH} = 9.38$).

10. pK_s -Wert einer korrespondierenden Säure [HA] mit pH 9 und $[\text{HX}]:[\text{A}^-] = 1000:1$

Ableitung der Formel aus $\text{pH} = \text{pK}_s - \log c/2 \rightarrow \text{pK}_s = 2\text{pH} + \log c$.

$$\text{Rechnung: } 18 + \log(10^{-6} + 10^{-12}) = 12.$$

11. Konzentration von Pb^{2-} Ionen in gesättigter Lösung ($L_{\text{PbS}} = 4 \times 10^{-28}\text{mol}^2/\text{l}^2$)

Da die Lösung gesättigt vorliegt, reicht es \sqrt{L} zu bilden: $\sqrt{4 \times 10^{-28}} = 2 \times 10^{-14}\text{mol/l} = 20\text{mol/l}$.

12. Löslichkeit von AgI in gesättigter Lösung ($L_{\text{AgI}} = 10^{-16} \text{ mol}^2/\text{l}^2$)

Wie zuvor: $\sqrt{10^{-16}} = 10^{-8} \text{ mol/l}$.

13. Gleichgewichtskonstante K nach der Reaktion A+B (Anfang: 1mol/l) \rightleftharpoons C+D (Ende: 0.25mol/l)

MWG: $K = \frac{C \times D}{A \times B}$ mit $c_{A, B} = 1 - 0.25$ (im Gleichgewicht) ergibt sich $\frac{0.25 \text{ mol/l} \times 0.25 \text{ mol/l}}{0.75 \text{ mol/l} \times 0.75 \text{ mol/l}} = 0.1$.

14. Gleichgewichtskonzentration ($K=20$) der Reaktion $A + 2B \rightleftharpoons AB_2$ mit $c_A = 0.1 \text{ mol/l}$ und $c_B = 0.5 \text{ mol/l}$

Aus dem MWG $K = \frac{\text{Produkte}}{\text{Edukte}} = \frac{AB_2}{A \times B^2}$ lässt sich ableiten $AB_2 = K \times A \times B^2 = 0.5 \text{ mol}^2/\text{l}^2$.

15. pH-Wert einer Lösung von 100ml NaH_2PO_4 ($c = 0.01 \text{ mol/l}$) mit 10ml Na_2HPO_4 ($c = 0.01 \text{ mol/l}$); $\text{pK}_S = 7.2$

Berechnung mit der Henderson-Hasselbalch-Gleichung, da Phosphatpuffer:

$$\text{pH} = \text{pK}_S - \log(c_{A^-}/c_{\text{HA}}) = 7.2 - 0 = 7.2.$$

→ Da beide Lösungen äquimolar vorliegen ist $\text{pH} = \text{pK}$.

16. Wieviel mg Glukose (1Mol = 180g, $c = 5 \text{ mol/l}$) sind in 10ml gelöst?

- 5 mol/l entsprechen (Milli = 1/1000 = 10^{-3}) $5 \times 10^{-3} \text{ mol/l}$

Dreisatz (1): 1l = $5 \times 10^{-3} \text{ mol}$, 0.01l = x mol → $5 \times 10^{-3} \times 0.01 \text{ l} / 1 \text{ l} = 5 \times 10^{-5} \text{ mol}$.

Dreisatz (2): 1Mol = 180g → $5 \times 10^{-5} \text{ mol} = \text{xg}$ → $180 \text{ g} \times 5 \times 10^{-5} \text{ mol} / 1 \text{ Mol} = 9 \times 10^{-3} \text{ g} = 9 \text{ mg}$

17. Aufgliederung von Komplexen

- $\left[\text{Zn} \left(\overset{-III}{\text{N}} \overset{+I}{\text{H}_3} \right)_2 \right] \overset{-I}{\text{Cl}_2}$ Enthält: 1x Zn^{2+} , 2x NH_3 , 2x Cl^-
- $\text{Na}_3 \left[\overset{+III}{\text{Al}} \overset{-I}{\text{F}_6} \right]$ Enthält: 1x Al^{3+} , 6x F^- , 3x Na^+
- $\text{K}_3 \left[\overset{+III}{\text{Fe}} \left(\overset{-I}{\text{CN}} \right)_6 \right]$ Enthält: 1x Fe^{3+} , 6x CN^- , 3x K^+ [Kalium-Hexazyanoferat (III)]
- $\text{K}_4 \left[\overset{+II}{\text{Fe}} \left(\overset{-I}{\text{CN}} \right)_6 \right]$ Enthält: 1x Fe^{2+} , 6x CN^- , 4x K^+ [Kalium-Hexazyanoferat (II)]
- $\left[\overset{+III}{\text{Fe}} \left(\overset{+I}{\text{H}_2} \overset{-II}{\text{O}} \right)_6 \right]^{3+}$ Enthält: 1x Fe^{3+} , 6x H_2O

18. In welcher Masse von PO_4^{3-} (1Mol = 95g) sind 800mg P (1Mol = 31g) enthalten?

- Enthaltene Stoffmenge an Phosphor: Berechnung nach $n = \frac{m}{M}$

Rechnung: $n = 0.8 \text{ g} / 31 \text{ g/mol} = 25.8 \times 10^{-3} \text{ mol}$

- In welcher Masse (m) PO_4^{3-} sind $25.8 \times 10^{-3} \text{ mol}$ P (n) enthalten? $m = n \times M$

Rechnung: $25.8 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 95 \text{ g/mol} = 2.45 \text{ g} = 2.45 \times 10^{-3} \text{ Kg}$.

19. Welche Masse von Ca^{2+} -Ionen (1Mol = 40g) ist in 1l gesättigter Kalziumkarbonat-Lösung enthalten ($L = 4.9 \times 10^{-9} \text{ Mol}^2/\text{l}^2$)?

- $c_{\text{Ca}^{2+}} = \sqrt{L} = 7 \times 10^{-5} \text{ mol/l}$

Dreisatz: 1mol = 40g; $7 \times 10^{-5} \text{ mol} = \text{xg}$ → $40 \text{ g} \times 7 \times 10^{-5} \text{ mol} / 1 \text{ mol} = 2.8 \times 10^{-3} \text{ g}$

20. Wie hoch ist die CH_3COOH -Konzentration in einer Lösung mit pH 2.9? ($\text{pK}_S = 4.8$)

Formel: pH-Wert schwacher Säuren → $\text{pH} = \text{pK}_S - \log c_{\text{HA}}/2$ → Umstellen nach $c_{\text{Säure}}$:

$$2\text{pH} = \text{pK}_S - \log c \rightarrow \log c = 2\text{pH} - \text{pK}_S \rightarrow \log c = \text{pK}_S - 2\text{pH} \rightarrow c = 10^{\text{pK}_S - 2\text{pH}} = 10^{-1} \text{ mol/l}$$

21. Welches Verhältnis $\frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{HPO}_4^{2-}]}$ liegt bei pH=6.2 vor ($\text{pK}_B = 6.8$)?

Formel: Puffergleichung → $\text{pH} = \text{pK}_S - \log(c_{\text{HA}}/c_{\text{A}^-}) = \text{pK}_S + \text{pH}$; mit $\text{pK}_S = 14 - \text{pK}_B$.

Rechnung: $(c_{\text{Säure}}/c_{\text{Anion}}) = 7.2 - 6.2 = 1$ → Säure und Anion liegen 1:1 vor.

22. Ca^{2+} -Ausgangskonzentration vor Titration (30ml Lösung, 24ml EDTA 0.2Mol/l -Verbrauch)

- Ein Mol EDTA komplexiert je 1 Mol fremder Ionen (hier Ca^{2+})
 - Stoffmenge EDTA ($= \text{Ca}^{2+}$): $n = V \times c = 0.024 \text{ l} \times 0.2 \text{ mol/l} = 4.8 \times 10^{-3} \text{ mol}$
- 0.03l Ca^{2+} -Lsg. enthielten also $4.8 \times 10^{-3} \text{ mol Ca}^{2+}$ → Umrechnung auf 1l: $1 \text{ l} \times 4.8 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0.03 \text{ l} = 1.6 \times 10^{-1} \text{ mol}$.

Für 1l gilt also: $c = 1.6 \times 10^{-1} \text{ mol/l}$.

23. 50ml EDTA (0.1mol/l) können welche Masse an Ca^{2+} -Ionen (1mol=40g) komplexieren?

- 50ml enthalten 0.05/0.1mol ($5 \times 10^{-3} \text{ mol}$) EDTA

Wenn 1mol einer Masse von 40g entspricht, welche Masse hat dann $5 \times 10^{-3} \text{ mol}$ (Dreisatz)?

Rechnung: $40 \text{ g} \times 5 \times 10^{-3} \text{ mol} / 1 \text{ mol} = 0.2 \text{ g}$.

24. Wie hoch ist die H_3O^+ -Ionenkonzentration (mol/l) in einer HCl-Lösung mit pH=3?

- Der pH-Wert ist unabhängig von der Art der Substanz: $\text{pH} = -\log c_{(\text{H}_3\text{O}^+)}$

Daraus folgt $c_{(\text{H}_3\text{O}^+)} = 10^{-\text{pH}} \text{ mol/l}$, also 10^{-3} mol/l .

25. Welches Wasservolumen ist nötig, um 1g CaSO_4 (Gips, $L = 2.5 \times 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{l}^2$, 1Mol=136g) zu lösen?

- Lösungsvermögen von 1l: $\sqrt{L} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol/l}$.
- Molmasse von 1g CaSO_4 : $1 \text{ g} = 1/136 \text{ mol}$ ($7.35 \times 10^{-3} \text{ mol}$).

Ergebnis: $5 \times 10^{-3} \text{ mol/l} / 7.35 \times 10^{-3} \text{ mol} = 1.47 \text{ l}$.

26. Wie hoch ist die Konzentration von 100ml H_2SO_4 zu deren Neutralisation 20ml NaOH (0.1mol/l) benötigt werden?

- H_2SO_4 (Schwefelsäure) ist eine 2-Protonige Säure, d.h. es wird die doppelte Stoffmenge an Neutralisator verbraucht.

Stoffmenge von 20ml 0.01mol/l NaOH: $n = V \times c = 0.02 \text{ l} \times 0.01 \text{ mol/l} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

Da $n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2$ gilt $c = n_{\text{NaOH}} / 2 = 10^{-4} \text{ mol/l}$.

27. Trivialnamen

Sulfid = S^{2-}	Karbonat = CO_3^{2-}	Hydrogenkarbonat (Bikarbonat) = HCO_3^-
Sulfit = SO_3^{2-}	Kohlensäure = H_2CO_3	Flußspat (Flourit) = CaF_2
Sulfat = SO_4^{2-}	Phosphat = PO_4^{3-}	Ammoniak = NH_3
Gips (Kalziumsulfat) = CaSO_4	Phosphorsäure = H_3PO_4	Ammonium = NH_4^+
Kalk = CaCO_3	Nitrat = NO_3^-	Chromat = $\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}$
Dichromat = $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Azetat = COO^-	

Elektrochemie, Phasengleichgewicht, optische Analyse, Komplexe

01. Absorption, Transmission, Adsorption

Absorption: Abschwächung elektromagnetischer Wellen beim Durchgang durch ein Medium: $A = \log \frac{I_0}{I}$

Transmission: Durchlässigkeit eines Mediums: $T = \frac{I}{I_0}$

Adsorption: Anreicherung (Konzentrationsänderung) an Phasengrenzflächen (z.B. die kristallinen Oberflächen von DCs), nimmt mit steigender T ab (Molekularbewegung); Grundlage der Chromatografie.

02. Lambert-Beer-Gesetz (Absorption)

Quantitative Beschreibung der Lichtabsorption [A] beim Durchgang durch eine Küvette, hierbei ist die Menge des absorbierten Lichts proportional zur Lichtintensität [I] und der Konzentration [C].

[ϵ] ist der molare dekadische *Extinktionskoeffizient* [$\text{M}^{-1} \text{cm}^{-1}$] einer Substanz („optische Dichte“), [d] die Schichtdicke (Küvettdurchmesser).

Sind [ϵ] und [d] bekannt, so lässt sich aus der gemessenen Absorption (im Photometer als Extinktion gemessen) die Konzentration ableiten.

$$A = \log \frac{I_0}{I} = \epsilon \times c \times d \quad \text{D} \quad c = \frac{E}{\epsilon \times d} \quad \text{D} \quad \frac{E_1}{c_1 \times d_1} = \frac{E_2}{c_2 \times d_2}$$

03. Absorptionsmechanismen

Sichtbares und UV-Licht (Elektronenschwingung)

Anregungsenergie der Valenzelektronen von Molekülen, die spezifische Anregungsenergie (\rightarrow Resonanz) wird in der Photometrie zur Konzentrationsbestimmung mit monochromatischem Licht verwendet.

Infrarotlicht (Molekülschwingung)

Neben der Anregung der Valenzelektronen sind hier v.a. die Gerüstschwingungen der Moleküle ausschlaggebend, was jedoch nur bei kleinen Molekülen brauchbare Ergebnisse liefert (\rightarrow Bandenspektrum).

04. Extinktion (Photometer)

Logarithmisch angegebene Abschwächung eines Strahls beim Durchgang durch eine Substanz über *Absorption* (Umwandlung in andere Energieform, d.h. Wärme, andere Wellenlängen, chemische Energie) und *Streuung*. Verwendung in der *Photometrie* mit monochromatischem Licht (der Resonanzfrequenz) zur Konzentrationsbestimmung gelöster Substanzen.

$$E = \log \frac{1}{I} = \log \frac{I_0}{I}$$

I_0 ist das einfallende Licht (durch Referenzküvette mit Lösemittel ohne Mess-Substanz), I das durch die Mess-Substanz abgeschwächte Licht.

05. Dünnschichtchromatografie (DC)

Chromatografie: Verteilung von verschiedenen (gelösten) Stoffen in zwei nicht mischbaren Phasen.

Dünnschichtchromatografie: Art der Verteilungschromatografie bei der die *feste Phase* (z.B. Zellulose, SiO_2 /Kieselgel) auf eine Platte aufgebracht ist und die zu trennende Substanz in der *mobilen Phase* (Laufmittel) gelöst ist, die in der festen Phase aufsteigt.

Die einzelnen Bestandteile steigen dabei verschieden schnell auf (abhängig vom Adsorptionsvermögen der festen Phase für die Substanz) und können nach der Beendigung der Trennung mit geeigneten Chemikalien sichtbar gemacht werden (R_f -Banden).

R_f = Stoffspezifische Wanderungsgeschwindigkeit (Probenstrecke/Laufmittelstrecke), je höher R_f desto schneller die Wanderung. Unterschiedliche R_f schliessen eine Stoffidentität aus, gleiche beweisen sie jedoch nicht.

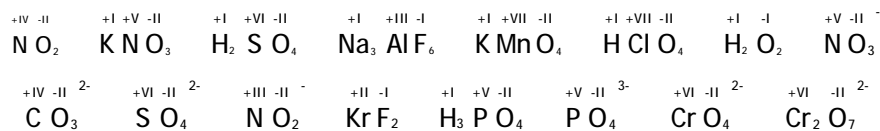
06. Oxidationszahlen

Formale Ladung eines Atoms, das Bindungselektronen dem elektronegativeren Partner in einer Verbindung abgegeben hat. Sie werden in Gleichungen als Summen-Suffix $[O^{2-}]$, in Formeln durch römische Ziffern dargestellt $[\text{Fe(III)Cl}]$.

Die Summe der Teilladungen muss 0 ergeben (bzw. Molekül-Gesamtladung).

- In Salzen ist die Oxidationszahl direkt ablesbar ($\text{CaCl}_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$).
- In Verbindungen werden die Bindungen dem elektronegativeren Partner zugeordnet.
- Positive Änderung
- **Elemente = 0.**
- **O = -II** (im Peroxid -I).
- Metalle haben i.d.R. positive Oxidationszahlen.
Alkalimetalle (Na, K) = +I,
Erdalkalimetalle (Mg, Ca) = +II
- **H = +I** (selten -I in Metallhydriden).

Beispiele:



07. Oxidation und Reduktion

Reaktion eines Redoxprozesses bei der Elektronen von einem Donor (Reduktionsmittel, z.B. Na, Zn, Fe) auf einen Akzeptor (Oxidationsmittel, oft O oder Cl_2 , Br_2) übertragen werden.

- **Oxidation** = e^- -Abgabe = **Erhöhung der Oxidationszahl**
- **Reduktion** = e^- -Aufnahme = **Verringerung der Oxidationszahl**
- Disproportionierung: Oxidation + Reduktion gleichzeitig (z.B. bei Halogenen)
- *Uedle Metalle* sind *starke Reduktionsmittel* (leichte Abgabe von Valenzelektronen).
- *Edle Metalle* sind *starke Oxidationsmittel*.

08. Redox-Reaktionen

Formulierung der Teilreaktionen [Red. = e^- links] und [Ox. = e^- rechts] mit:

1. Bestimmung der Oxidationszahlen (Differenz = e^-)
2. Ladungsausgleich (Elektroneutralität auf beiden Seiten) mit H^+/OH^-
3. Stöchiometrischer Ausgleich mit H_2O bzw. durch Bildung des KGV der e^-
- Redoxprozesse laufen nur zu einem Oxidationspartner mit positiverem E_0 hin freiwillig ab!
- Bei Redox-Reaktionen müssen sich die Oxidationszahlen ändern.

10. Halbzellen

Elektrochemisches System, bei dem eine Elektrode in ihren Elektrolyten eintaucht, dabei gilt:

- **Uedle Metalle** geben e^- ab = Oxidation = **Starke Reduktionsmittel**
- **Edle Metalle** nehmen e^- auf = Reduktion = **Starke Oxidationsmittel**.

11. Daniell-Element (Galvanische Kette)

Redox-System aus 2 über eine Ionenbrücke verbundenen unterschiedlichen Halbzellen, zwischen deren Elektroden eine Potentialdifferenz (Elektromotorische Kraft $EMK = \Delta E$) herrscht.

Kationen und e^- fließen in gleichen Halbzellen unterschiedlicher Konzentration zur Halbzelle mit der grösseren Konzentration (positiveres Potential = e^- -Aufnahme = Kathode).

- **Kathode** = e^- -Aufnahme = **Reduktion** (Oxidationsmittel) = E_0 positiv
- **Anode** = e^- -Abgabe = **Oxidation** (Reduktionsmittel) = E_0 negativ

12. Normalpotential

Die Standardwasserstoff-Elektrode (Platinelektrode in H_3O^+ mit H_2 -Umspülung) dient als Bezugssystem zur Messung der Potentialdifferenz (Standardpotential E_0) eines Redox-Systems.

- Redoxgleichung: $H_2 + 2H_2O \leftrightarrow 2H_3O^+ + 2e^-$
- Redoxpotential: $E = E^\circ + (0.059/2) \log (c_{H_3O^+}/c_{H_2}) = 0$ (willkürliche Festlegung)

Achtung: Das E von H^+/H_2O ist $E = 0 + 0.03 \cdot \log 10^{-14} = -0.42V$.

13. Nernst-Gleichung (Redoxpotential)

Mit der Nernst-Gleichung lässt sich das Gleichgewichtspotentials (E [V]) eines Daniell-Elementes ($c \neq 1M$, da sonst $E = E_0$) berechnen

$$E = E_0 + \left[\frac{0.059}{z} \cdot \log \frac{(c_{ox.})^n \cdot (c_{H^+})^n}{(c_{red.})^n} \right]$$

Ebenso muss die Stoffbilanz (Atomanzahl/Sorte) ausgeglichen werden (mit H_2O/OH^-)

- E = $EMK = \Delta E$ der Halbzellen, bei $c = 1 \text{ mol/l}$ ist $E = E_0$
- E_0 = Standardpotential des Redoxsystems (Elektrodenpotential im Gleichgewichtszustand)
- z = Anzahl der Redoxelektronen: Differenz der Oxidationszahlen zwischen oxidiert und reduzierter Form
- $c_{ox.}$ = Konzentration der oxidierten Form, bezogen auf 1 mol/l . Für Gasen und Festkörpern = 1
- $c_{red.}$ = Konzentration der reduzierten Form, bezogen auf 1 mol/l . Für Gasen und Festkörpern = 1

® Positive E_0 ® Oxidationsmittel.

® Negative E_0 ® Reduktionsmittel.

Metalle mit einem positiven E_0 (Edelmetalle, z.B. Cu) können nur von oxidierenden Säuren (H_2SO_4 , HNO_3 , Königswasser) aufgelöst werden.

Klausur- und Übungsaufgaben

01. Redoxpotential der Reaktion $O_2 + 4H^+ + 4e^- \ll 2H_2O$ ($E_0 = +1.23V$, $pH=7$, $[O_2]=1$)

Reaktionen: $O_2 + 4H^+$ zu $2H_2O$ ($z=4$) \rightarrow Red.: $2H_2O$, Ox.: $O_2 + 4H^+$.

- $c_{H_3O^+} = 10^{-7} \text{ mol/l}$ ($pH 7$)
- $c_{H_2O} = 1$, da in wässriger Lösung

$$\begin{aligned} E &= 1.23V + \left[\frac{0.059}{4} \times \log \frac{[O_2] \times [H^+]^4}{[H_2O]^2} \right] = 1.23V + \left[0.01475 \times \left(\log \frac{1 \times (10^{-7} \text{ mol/l})^4}{(1)^2} \right) \right] \\ &= 1.23V + [0.01475 \times \log(10^{-28})] = 1.23V + [0.01475 \times (-28)] = 0.817V \end{aligned}$$

02. Wieviel mg I_2 ($M=254g/mol$) enthielt eine Lösung bei deren Titration 25ml (0.2mol/l) $Na_2S_2O_3$ (Na-Thiosulfat) verbraucht wurden?

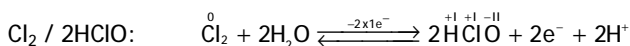
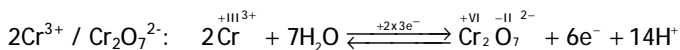
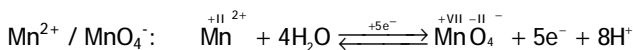
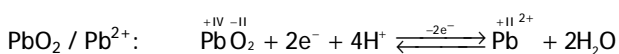
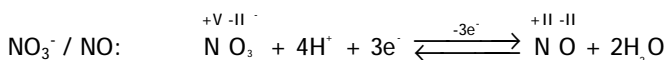
- Da das Iod als I_2 vorliegt werden 2 S_2O_3 zur Reduktion verbraucht.

Stoffmenge (n) von verbrauchtem $Na_2S_2O_3$: $n = V \times c = 0.025l \cdot 0.2 \text{ mol/l} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

Stoffmenge (n) an vorgelegtem $I_2 = n_{S_2O_3} / 2 = 2.5 \times 10^{-3}$

Masse (m) an vorgelegtem I_2 : $m = n \times M = 2.5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot 254 \text{ g/mol} = 0.635 \text{ g} = 6.35 \text{ mg}$

03. Redoxgleichgewichte



04. Stoffmenge von X in der Unterphase nach Phasentrennung, wobei die Oberphase 20ml, die Unterphase 30ml (mit 6×10^{-3} mol von X) enthält. ($K=200$).

- Nernst-Verteilungskoeffizient (Stoffkonstante): $K = \frac{c_{\text{Oberphase}}}{c_{\text{Unterphase}}} = \frac{n_{\text{O}}/V_{\text{O}}}{n_{\text{U}}/V_{\text{U}}}$ (da $n=V \cdot c \rightarrow c=n/V$)

$$\text{Eingesetzt: } 200 = \frac{n_x/0.021}{(6 \times 10^{-3} \text{ mol})/0.031} \rightarrow n_x = 200 \times (6 \times 10^{-3} \text{ mol}/0.031) \times 0.021 = 0.8 \text{ mol}$$

05. Wenn eine Verbindung A mit $c=3 \times 10^{-5}$ mol/l eine Extinktion von $E=0.225$ hat, welche Konzentration hat dann eine Lösung von A mit $E=0.075$?

- Extinktion: $E = \epsilon \times c \times d$, wobei ϵ wegfällt (gleicher Stoff) $\rightarrow e = \frac{E}{c \cdot d}$

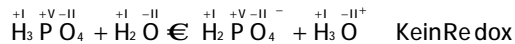
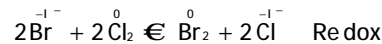
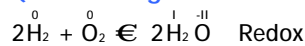
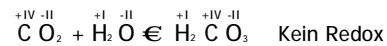
$$\text{Gleichsetzen der Formeln: } \frac{E_1}{c_1 \times d_1} = \frac{E_2}{c_2 \times d_2}; \text{ umstellen nach } c_2: c_2 = \frac{E_2 \times c_1}{E_1}$$

$$\text{Rechnung: } c_2 = \frac{0.075 \times 3 \times 10^{-5} \text{ mol/l}}{0.225} = 10^{-5} \text{ mol/l}$$

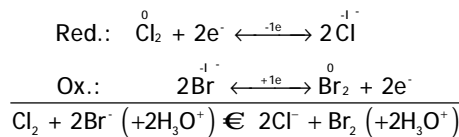
06. Wieviel mg NaCl ($M=58.6$ g/mol) enthielt eine Lösung (25ml) zu deren Neutralisation in einem H^+ -Austauscher 24ml NaOH (0.25 mol/l) verbraucht wurden?

- Ein H^+ -Ionenaustauscher tauscht gleichsinnige Ionen (hier Na^+) äquimolar gegen H^+ aus.
 - Die verbrauchte OH^- Stoffmenge (n_{OH^-}) entspricht der enthaltenen H^+ -Stoffmenge ($n_{OH^-} = n_{H^+} = n_{Na^+}$)
- Berechnung der verbrauchten n_{OH^-} : $n = V \times c = 0.024 \text{ l} \cdot 0.25 \text{ mol/l} = 6 \times 10^{-3} \text{ mol}$
 - $n_{OH^-} = n_{Na^+}$; Masse von $6 \times 10^{-3} \text{ mol NaCl}$: $m = n \times M = 6 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot 58.6 \text{ g/mol} = 0.35 \text{ g} = 3.5 \times 10^{-4} \text{ kg}$

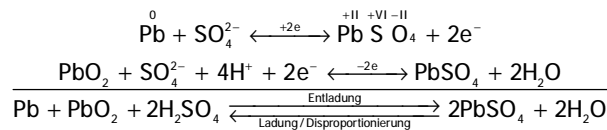
07. Welche Reaktionen sind Redox-Reaktionen (=Änderung der Oxidationszahlen)?



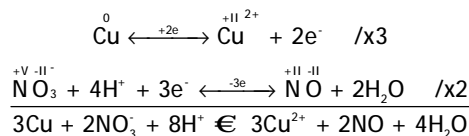
08. Redoxgleichung Chlorgas in Br^- -Lösung



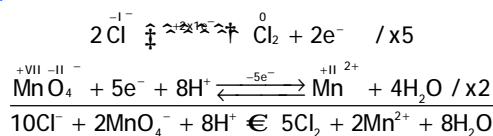
09. Redoxgleichung des Bleiakкумуляtors

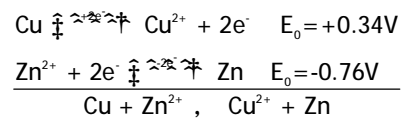


10. Redoxgleichung Cu/ NO_3^-



11. Redoxgleichung $\text{Cl}^-/\text{MnO}_4^-$



12. Redoxgleichung Cu/Zn²⁺

- Die erreichbare Spannung der Zelle beträgt $\Delta E_0 = 1.1\text{V}$
- Das Gleichgewicht ist nach links verschoben, da Zn ein stärkeres (grösseres E_0) Reduktionsmittel als Cu als Oxidationsmittel ist.