

General Chemistry: Summary

Inhaltsverzeichnis

1 OZON.....	6
1.1 Ozon Abbau.....	6
2 STICKSTOFFZYKLUS.....	6
3 SCHWEFELVERBINDUNGEN, SAURER REGEN.....	6
3.1 Saurer Regen	7
3.2 Reaktionen.....	7
3.3 Schwefeloxide	7
3.4 SMOG	7
4 TREIBHAUSEFFEKT.....	7
5 EDTA, WASCHMITTEL, HARTES WASSER, SEIFE.....	8
5.1 Anwendung in Waschmitteln.....	8
5.2 Bleivergiftung.....	8
5.3 Eisenmangel.....	8
5.4 Mikroorganismen	8
6 WASSERENTHÄRTUNG.....	9
7 APOTHEKE	9
8 PLATIN.....	9
9 HERZKLOPFEN.....	9
10 BLUT, HÄM, Puffer.....	9
10.1 Puffer	9
10.2 Hämoglobin.....	10
11 H ₂ O ₂	10
12 ATP	10
13 KATALYSATOR	11
13.1.1 Beispiel.....	11
14 KORROSION (Rosten).....	11
15 BRENNSTOFFZELLE.....	11
16 AUTOBATTERIE (BLEIAKKUMULATOR).....	11
17 d-ORBITALE.....	11
18 ELEKTRONENKONFIGURATION.....	11
19 MOLMASSE.....	12
20 REDOX.....	12
21 FAKTOREN DER LÖSLICHKEIT.....	12
22 TIEFSEETAUCHER.....	12
23 VERBRENNUNG.....	12
24 DAMPFDRUCKKOCHTOPF.....	12
25 BÜECHER.....	12
26 ZÄHNE.....	13
27 STATUE, Verwitterungsschutz	13
28 MALEREI	13
29 FOTOGRAFIE s/w	13

30 TRINKWASSERAUFBEREITUNG.....	14
31 SCHWIMMBAD.....	14
32 MIKROWELLE.....	14
33 SUPEROXID-CHEMIE (Raumshuttle)	14
34 OXIDE.....	14
35 STÖCHIOMETRIE I.....	15
36 STÖCHIOMETRIE II.....	15
37 ENERGIEUMSATZ BEI CHEMISCHEN REAKTIONEN.....	16
37.1 Kraft.....	16
37.2 Arbeit.....	16
37.3 Kelvin.....	16
37.4 Kalorie.....	16
37.5 Wärmekapazität.....	16
37.6 Wärmemenge.....	16
37.6.1 Bsp. Bombenkalorimeter	16
37.6.2 Bemerkungen.....	16
37.7 Kraft.....	17
37.8 Innere Energie.....	17
37.9 Reaktionsenergie (geschlossenes Gefäss):.....	17
37.10 Reaktionsenthalpie ΔH = Reaktionswärme (offenes Gefäss).....	17
37.11 Satz von Hess.....	17
37.12 Dissoziationsenergie.....	17
38 ELEKTRONENSTRUKTUR DER ATOME.....	18
38.1 Quantentheorie.....	18
38.1.1 Energiebetrag eines Quants	18
38.1.2 Einzelnes Quant	18
38.1.3 Frequenz eines H-Atoms.....	18
38.1.4 Grundzustand.....	18
38.1.5 Energie E_n , die das e ⁻ in d. n-ten Bahn hat.....	18
38.1.6 Frequenz eines beliebigen Atoms das von der Bahn n_2 auf Bahn n_1 springt:	18
38.2 Ionisierungsenergie.....	19
38.3 Energie eines Photons.....	19
38.4 Wellenlänge eines fliegenden Teilchens.....	19
38.5 Unschärferelation nach Heisenberg.....	19
38.6 Orbital.....	19
38.7 Hauptquantenzahl n.....	19
38.8 Nebenquantenzahl l.....	19
38.9 Magnetquantenzahl m.....	19
38.10 d-Orbitale.....	20
38.11 Hund-Regel.....	20
38.12 Paramagnetisch.....	20
38.13 Diamagnetisch.....	20
38.14 Valenzelektronen.....	20
39 EIGENSCHAFTEN DER ATOME UND IONENBINDUNG.....	21
39.1 kovalente Bindung.....	21
39.2 Ionisierungsenergie.....	21
39.3 Elektronenaffinität.....	21
39.4 Isoelektronisch.....	21

39.5 Born-Haber-Kreisprozess.....	21
40 DIE KOVALENTE BINDUNG.....	21
40.1 Dipolmoment.....	21
41 MOLEKÜLGEOMETRIE, MOLEKÜLORBITALE.....	22
41.1 VSEPR.....	22
41.2 Hybridorbitale.....	22
41.3 Molekülorbitale.....	22
42 GASE.....	22
42.1 Druck	22
42.2 Avogadro.....	22
42.3 Molvolumen eines Gases	22
42.4 Gasdichte.....	22
42.5 Ideales Gasgesetz.....	22
42.6 Boyle-Mariotte-Gesetz.....	23
42.7 Gay-Lussac-Gesetz.....	23
42.8 Umrechnung Torr \square kPa	23
42.9 Dalton-Gesetz der Partialdrücke.....	23
42.10 Stoffmengenanteil von A.....	23
42.11 Partialdruck von A.....	23
42.12 Summe der Stoffmengenanteile von A.....	23
42.13 Mittlere Geschwindigkeit Gasförmiger Teilchen.....	23
42.14 Abweichungen.....	23
43 FLÜSSIGKEITEN UND FESTSTOFFE.....	24
43.1 Amorph.....	24
43.2 molare Verdampfungsenthalpie ΔH_v	24
43.3 Dampfdruck.....	24
43.4 Siedepunkt.....	24
43.5 Clausius-Clapeyron-Gleichung.....	24
43.6 molare Kristallisationsenthalpie.....	24
44 LÖSUNGEN.....	24
44.1 Konzentration.....	24
44.2 Zweiphasengemische.....	24
44.3 Solvatation.....	24
44.4 Prinzip des kleinsten Zwanges.....	24
44.5 Henry-Dalton-Gesetz	25
44.6 Konzentration von Lösungen.....	25
44.6.1 Massenanteil.....	25
44.6.2 Stoffmengenanteil.....	25
44.6.3 Stoffmengenkonzentration.....	25
44.6.4 Volumen.....	25
44.6.5 Molalität.....	25
44.6.6 Massenkonzentration.....	25
44.6.7 Volumenkonzentration.....	25
44.6.8 Volumenanteil.....	25
44.7 Raoult-Gesetz.....	25
44.7.1 Gesamtdampfdruck der Lösung.....	25
44.7.2 Partialdrücke von A und B.....	26
44.8 Siedepunktserhöhung.....	26

44.9 Gefrierpunktserniedrigung.....	26
44.10 Osmotischer Druck.....	26
44.11 Elektrolyt.....	26
45 REAKTIONEN IN WÄSSRIGER LÖSUNG.....	26
45.1 Metathese-Reaktion.....	26
45.2 Fällungsreaktion.....	26
45.3 Oxidationszahlen.....	27
45.4 Oxidation.....	28
45.5 Reduktion.....	28
45.6 Regeln zum Ausgleich.....	28
45.7 Disproportionierung.....	28
45.8 Komproportionierung.....	28
45.9 schwache Säuren.....	28
45.10 Metalloxide	28
45.11 NM-Oxide	28
45.12 Aquivalentmasse & relative Formelmasse.....	28
46 REAKTIONSKINETIK.....	29
46.1 Reaktion 0. Ordnung.....	29
46.2 Reaktion 1. Ordnung:	29
46.3 Reaktion 2. Ordnung:	29
46.4 Reaktion 3. Ordnung.....	29
46.5 Einstufige Reaktion	29
46.6 Arrhenius-Gleichung	29
46.7 Katalysator	30
46.7.1 homogene Katalyse.....	30
46.7.2 heterogene Katalyse.....	30
46.7.3 Abgase.....	30
47 DAS CHEMISCHE GLEICHGEWICHT.....	30
47.1 Allgemeine Formulierung des Massenwirkungsgesetzes.....	30
47.2 Gleichgewichtskonstante.....	30
47.3 Reaktionsquotient Q.....	30
47.4 K für Gase.....	31
48 SÄUREN UND BASEN.....	31
48.1 Ionenprodukt des Wassers.....	31
48.2 pH und pOH.....	31
48.2.1 Bemerkung.....	31
48.3 Dissoziationsgrad.....	31
48.4 Konzentrationsberechnung.....	31
48.4.1 Formel für Säuren mit $K_s > 10^{-4}$	32
48.4.2 Formel für schwache Säuren:.....	32
48.4.3 Formel für Basen mit $K_B > 10^{-14}$	32
48.4.4 Formel für schwache Basen.....	32
48.5 Indikatoren.....	32
48.6 Pufferlösungen.....	32
48.7 Henderson-Hasselbalch-Gleichung.....	32
48.8 Salze schwacher Säuren und Basen.....	32
48.9 Säure-Base Titrationen.....	33
48.9.1 Titration einer starken Säure mit einer starken Base.....	33

48.9.2 Titration einer starken Base mit einer starken Säure.....	33
48.9.3 Titration einer schwachen Säure mit einer starken Base.....	34
48.9.3.1 Bemerkung.....	34
48.9.4 Titration einer schwachen Base mit einer starken Säure.....	35
48.9.5 Titration einer schwachen Säure mit einer schwachen Base.....	35
49 LÖSLICHKEITSPRODUKT.....	35
49.1 Typisches Bsp.....	35
49.1.1 Berechnung von L.....	35
49.1.2 Bemerkung.....	36
49.2 Fällungsreaktionen.....	36
49.2.1 Ionenprodukt ist kleiner als L.....	36
49.2.2 Ionenprodukt ist gleich L.....	36
49.2.3 Ionenprodukt ist grösser als L.....	36
49.3 Komplexe Gleichgewichte.....	36
50 THERMODYNAMIK.....	36
50.1 Erhaltung der Energie.....	37
50.2 Bei einer spontanen Zustandsänderung vergrössert sich die Entropie.....	37
50.3 Zufuhr von Wärme erhöhet die molekulare Unordnung in einer Substanz.....	37
50.4 Innere Energie U.....	37
50.5 Enthalpie H.....	37
50.6 Entropie S.....	37
50.7 freie Enthalpie.....	37
50.8 Gleichgewicht und freie Reaktionsenthalpie.....	38
50.8.1 Temperaturabhängigkeit von Gleichgewichtskonstanten:.....	38
51 ELEKTROCHEMIE.....	38
51.1 Faraday Gesetz.....	38
51.2 Elektrizitätsmenge L (in C).....	38
51.3 Galvanische Zelle.....	38
51.4 Elektromotorische Kraft (EMK).....	39
51.5 Elektrodenpotentiale.....	39
51.5.1 Konzentrationsabhängigkeit des Potentials.....	39
51.6 Nernst-Gleichung.....	39
51.6.1 Nernst Gleichung für Halbreaktionen bei 25°C.....	39
51.6.2 Formel für die Halbreaktion eines beliebigen Metalls.....	39
51.7 Praktischer Gebrauch von Galvanischen-Zellen.....	39
51.7.1 Leclanché-Element.....	40
51.7.2 Nickel-Cadmium-Zelle.....	40
51.7.3 Zn-HgO-Zelle.....	40
51.8 Elektrolyse.....	40
52 KOMPLEXE VERBINDUNGEN.....	40
52.1 Chelatkomplex.....	40
53 Quellen.....	41

1 OZON

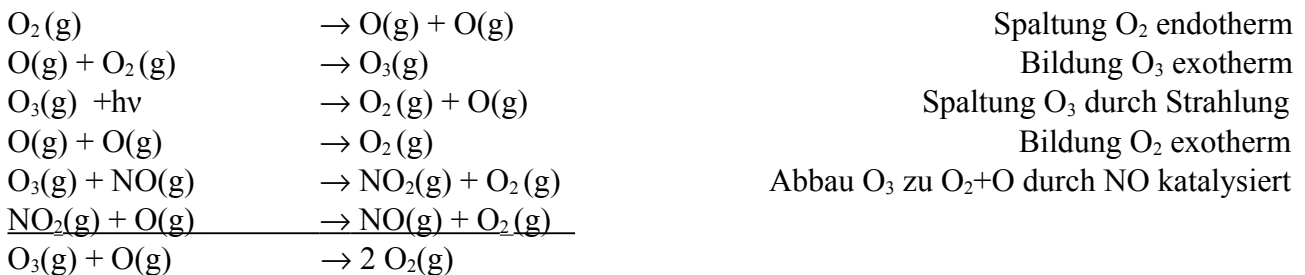
In der Stratosphere wichtig und erwünscht: Filter für UV-Strahlung. In Troposphere schädlich

$NO_2 \xrightarrow{-hv} NO + O$ **Bildung** in Troposphere: Durch NO_2 , welches tagsüber durch hv
 $O + O_2 \rightarrow O_3$ des Sonnenlichts in $NO + O$ zerfällt, wobei $O + O_2$ zu O_3 reagiert

$NO + O_3 \rightarrow NO_2 + O_2$ **Abbau:** nachts, in Städten, da NO ständig nachgeliefert wird.

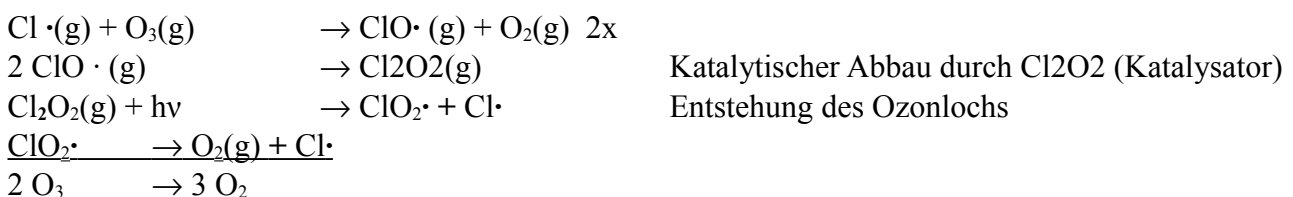
Durch Verbrennung bei hohen Temperaturen in Motoren bildet sich NO , NO_2 eher bei niedrigeren T.
 NO fungiert als *Katalysator* bei der Abbaureaktion.

Info: O_3 starkes Oxidationsmittel (stärker als O_2) (kann e^- aufnehmen), diamagnetisch, gewinkelt,
 Absorbiert kurzwellige, energiereiche Strahlung im Bereich zwischen 200 und 310nm, Ozon ist die
 einzige Substanz, die Strahlung in diesem Bereich stark absorbiert \rightarrow ohne Ozon kann die
 Strahlung bis auf die Erdoberfläche dringen \rightarrow Flora und Fauna†. Ozon als Schutzschild
 unentbehrlich, sonst Schädigung der DNA durch UV

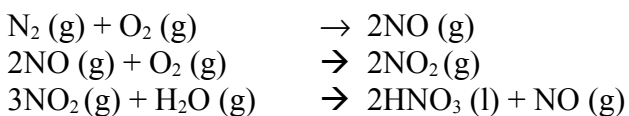


1.1 Ozon Abbau

Durch **FCKW** ($CFCl_3$, CF_2Cl_2) und **CKW** (CH_3Cl , $ClHC=CCl_2$, H_3C-Cl_3), welche in die Atmosphère
 gelangen, wo durch UV Strahlung Chlor-Radikale abgespalten werden. Diese Cl -Atome
 katalysieren den Abbau von Ozon. $CF_xCl_{4-x} \rightarrow CF_xCl_{3-x}(g) + Cl \cdot$

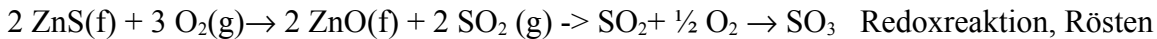


2 STICKSTOFFZYKLUS



3 SCHWEFELVERBINDUNGEN, SAURER REGEN

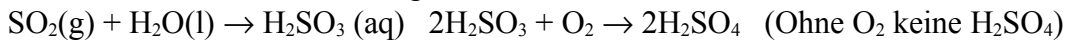
SO_2 durch Verbrennung von Kohle, Erdöl und Aufarbeitung von Erzen. Natürlich durch
 Oxidationsprozesse in Sümpfen, Ozeanen, Vulkanen) SO_2 sehr schädlich.



3.1 Saurer Regen

Durch H_2SO_3 , H_2SO_4 & auch HNO_3

Mit Wasser bildet SO_2 schweflige Säure, welche durch Luft- O_2 zu H_2SO_4 oxidiert wird!

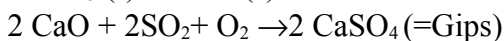
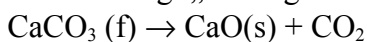


3.2 Reaktionen

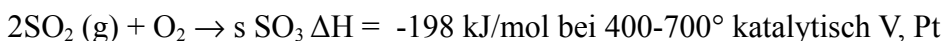
Oxidationsmittel: SO_2 , H_2SO_3 und Sulfite, SO_3 ist starkes Oxidationsmittel

Reduktionsmittel: Sulfite zu Sulfat $\text{SO}_3^{2-}(aq) + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$ / Cl-S-S-Cl ist Oxidationsmittel!

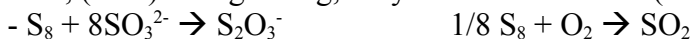
Verbrennung: „Abfangen“ des SO_2 durch Kalk-Staub(CaCO_3):



3.3 Schwefeloxide



SO_3 , $(\text{SO}_3)_3$ Ringförmig, Polyschwefelsäure $\text{OH}-(\text{SO}_3)_n\text{-H}$ immer mit $n \cdot \text{S}^{2+}$ Reduktionsmittel!



3.4 SMOG

organische Teile durch Oxidationsprozesse entstanden, schweben in Luft, absorbieren UV-Licht \square

braune Luft. Autoauspuff: RCOOR , RCOH , RCOOH (Verbrennungsprodukte) möglich. Reaktion:

Kohlenwasserstoff und Aldehyd reagieren mit O_2 und NO_2 zu Peroxiden (brennbar)



4 TREIBHAUSEFFEKT

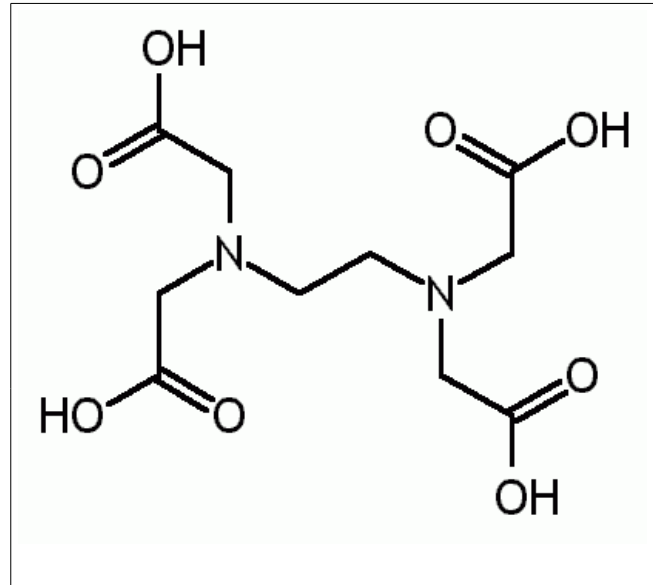
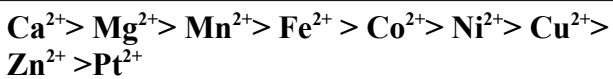
CO_2 -Konzentration durch Industrie und Verkehr gestiegen in Atmosphäre \square Temperatur \uparrow

Sonne strahlt auf Erde mit $0.3\text{-}2 \mu\text{m}$. Treibhausgase CO_2 , H_2O , CH_4 absorbieren Infrarot (IR $5\text{-}50 \mu\text{m}$) und reflektieren die Wärme zur Erdoberfläche zurück.

Wüste: Nachts kalt, weil es kein Wasser in der Luft hat, welches die IR-Wärmestrahlung des heissen Bodens reflektieren könnte. Energie geht weg \rightarrow Kälte

5 EDTA, WASCHMITTEL, HARTES WASSER, SEIFE

Ethylendiamin-teracetat. Max. 6-zahziger Chelatligand (4x Carboxy-O⁻ und 2 N-lonepair) zur Komplexbildung von mindestens. M²⁺, M³⁺. Mit Ca²⁺ sehr stabile Komplexe. Co³⁺ braucht 6 Liganden → Co(EDTA) oder zur Cu²⁺-Komplexierung. **Komplexiert besser als...** Grund: Abnahme der Ionenradien und somit Zunahme der Zentralladung → stärkere Metall-Ligand-Bindungen mit EDTA.



5.1 Anwendung in Waschmitteln

Hartes Wasser (enthält Ca²⁺/Mg²⁺) mit Seife → Niederschlag, Seife wirkt viel schwächer → Phosphat als Chelat ins Waschpulver geben → Phosphat komplexiert Ca²⁺/Mg²⁺. Heute: Phosphat verboten, da Dünger → Algen wachsen → Fischsterben Ersatz: EDTA, neuer: Polydentat)

Seife (Tenside): apolarer Teil + polarer (geladener) Teil

Na⁺ oder K⁺ Salze höherer Fettsäuren dissoziiert in Wasser. Die Seifenanionen bestehen aus einer langen hydrophoben Kohlenwasserstoff-Kette und einem polaren, hydrophilen Kopf.

Herstellung: Fettsäure + NaOH/KOH zu C_nH_(2n+1)COO⁻Na⁺

Weil die Oberfläche der Micellen negativ geladen ist, stoßen sich die einzelnen Micellen ab, anstatt grosse Komplexe zu bilden. Die Reinigungswirkung der Seife rührt daher, dass die apolar öligen Moleküle, welche Dreck tragen, im Innern der Micellen eingesperrt und mit der Seife fort gewaschen werden.

5.2 Bleivergiftung

Einnahme von Na₂[CaEDTA] verordnet. EDTA bildet mit Blei einen wasserlöslichen Chelatkomplex, der durch das Urin ausgeschieden wird.

5.3 Eisenmangel

Durch Chelatkomplexe das Eisen binden. Mikroorganismen passen sich diesem Problem folgendermassen an: Sekretion eines Eisen-bindenden Komplexes (=Siderophore). Dieser formt einen sehr stabilen Komplex mit Fe³⁺. Dieser Komplex wird Ferrichrome genannt.

5.4 Mikroorganismen

Mikroorganismen versuchen, das von ihnen benötigte Eisen mit Hilfe hochwirksamer, chelatbildender Liganden unserem Körper zu entziehen. Auf der anderen Seite hält unser Körper

das Eisen ebenfalls durch starke Komplexbildung fest. Wissenschaftliche Untersuchungen haben ergeben, dass die Chelatbildung i.d. Bakterien bei erhöhtem Fieber unterdrückt wird → Fieber = Abwehrmassnahme des Körpers gegen Bakterien.

6 WASSERENTHÄRTUNG

Wasserenthärtung = Konzentration von $\text{Ca}^{2+}/\text{Mg}^{2+}$ erniedrigen. Wasser mit hohem Ionenanteil hat Nachteile: Bilden mit Seife unlösliche Niederschläge und Kalkbildung: $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{HCO}_3^-(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{f}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ Eine Methode zur Verminderung der Wasserhärte: Na_2CO_3 (Soda) + CaO (gebrannter Kalk, der zu $\text{Ca}(\text{OH})_2$ umgewandelt wird) addieren

→ Ca^{2+} werden als CaCO_3 Ionen ausgefällt, Mg^{2+} als $\text{Mg}(\text{OH})_2$

- *Wasser mit hohem HCO_3^- Gehalt:* $2 \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{CaCO}_3(\text{f}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- *Wasser ohne Bicarbonat:* $\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2 \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{f})$
- Seife: polarer Teil → WW mit H_2O / apolarer Teil → WW mit Fett
 $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HOCl} + \text{HCl}$: Cl oxidiert Bakterien, H_2O wird desinfiziert. Jedoch bei zu hoher Cl – Konzentration werden Körperzellen oxidiert (schlecht)

7 APOTHEKE

- Alkoholrausch: gibt schwache Base → CO_2 entsteht → pH erhöhen
- Nicotin + H_2O □ basische Lösung, da zwei N je ein einsames Elektronenpaar haben (NADH)
- Arzneimittel (Zersetzung bei 40°C) gelöst in Ethanol (Siedepunkt 78°C) separieren □ Druck erniedrigen

8 PLATIN

Arznei gegen Krebs (cis), trans ist giftig, bildet Komplexe → zerstört DNS + Zellen

9 HERZKLOPFEN

Ca^{2+} , K^+ , Na^+ -Konzentration ist innerhalb und ausserhalb der Zelle verschieden

$[\text{K}^+]_{\text{extern}} (4\text{mM}) \square [\text{K}^+]_{\text{intern}}$

(135 mM) $\Delta E = 0 - (61.5\text{mV}) \log 135/4 = -94\text{mV}$. Variation des Potentials dieser Konzentrationszelle führt zu Herzklopfen: Konzentration □, Poren öffnen, Konzentrationsausgleich, Muskelkontraktion durch elektrische Signale.

10 BLUT, HÄM, Puffer

pH = 7,4 durch Puffer $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ [$\text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$] und $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$. CO_3^{2-} ist nicht vorhanden, zu starke Base. [$\text{HCO}_3^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$]

10.1 Puffer

$[\text{HA}] = [\text{B}^-]$ Da pH = 7.4, schauen in Puffergleichung (Henderson-Hasselbach) ob wenn im

Verhältnis 1 : 1 der pKa-Wert = 7.4 ist, wenn nicht = nicht geeignet (z.B. $\text{HPO}_4^- / \text{PO}_4^{2-}$)

Hyperventilation: Mehr CO_2 wird ausgeatmet + mehr O_2 an Hämoglobin \rightarrow höherer pH $[\text{H}^+] \uparrow$. $\text{H}^+ + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

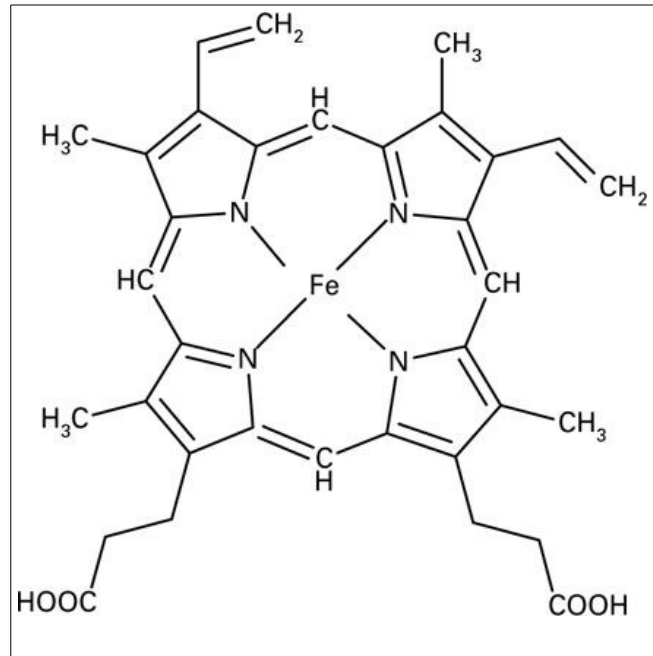
10.2 Hämoglobin

O_2 Transport im Blut. CO kann eine 200x stärkere Bindung als O_2 mit Fe^{2+} eingehen, Affinität von Fe^{2+} zu CO aufgrund Dipol stärker als die zu $\text{O}_2 \rightarrow$ geringe Menge CO kann beachtlichen Teil des Hämoglobins im Blut für den Sauerstofftransport blockieren. Die Hämgruppe ist ein oktaedrischer Chelatkomplex des Fe^{2+} mit Porphyrin als 4-zahniger Chelatligand und einem 5. Liganden (AS des Proteins).

An die 6. Stelle tritt $\text{O}_2 < \text{CO} < \text{CN}^-$ als letzter Ligand.

$\text{Fe}^{II} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}^{III} (\text{O}_2 \text{ wird zu Superoxid } \text{O}_2^{2-})$

Fe^{3+} ist d^2sp^3 hybridisiert \rightarrow frei für Liganden
 $\text{HbH}^+ + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Hb}(\text{O}_2)$, Hb = Hämoglobin



11 H_2O_2

disproportioniert spontan H_2O_2 ist starkes Oxidationsmittel.

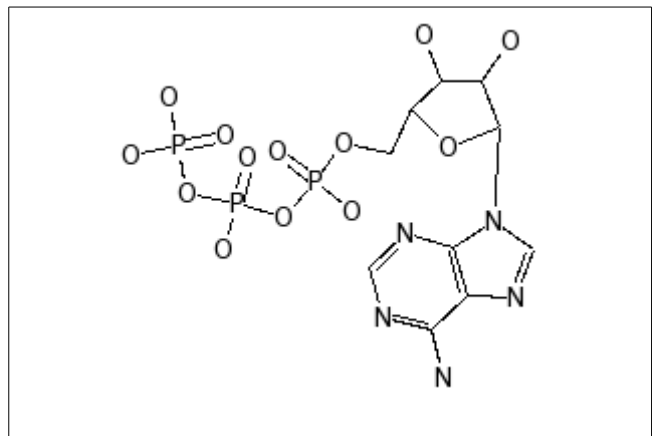
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ stark exotherm

$\text{H}_2\text{O}_2 - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{H}^+$

$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ Auch eingesetzt bei Malerei (unten)

12 ATP

Hydrolyse läuft spontan ab und liefert Energie. Abspaltung eines Phosphats $\Delta G^\circ = -34.5 \text{ kJ/mol}$ Unter physiologischen Bedingungen noch mehr. Die freie Reaktionsenthalpie wird genutzt um chemische & mechanische Arbeit zu leisten (Muskelarbeit)



13 KATALYSATOR

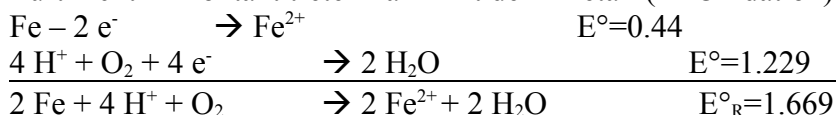
Stoff, dessen Anwesenheit die Geschwindigkeit einer Reaktion erhöhet, ohne dass er selbst verbraucht wird. Er erniedrigt die Aktivierungsenergie einer Reaktion und erzielt so einer höhere Reaktionsgeschwindigkeit.

13.1.1 Beispiel

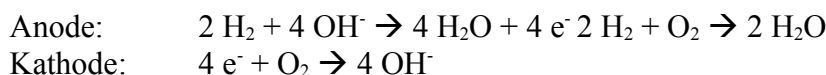
Zersetzung von N_2O mit Chlor als Katalysator: $Cl_2 \rightarrow 2Cl(g)$ dann $N_2O(g) + Cl(g) \rightarrow N_2(g) + ClO$ $2x$, dann $2ClO \rightarrow Cl_2 + O_2$ Total: $2 N_2O(g) \rightarrow 2 N_2 + O_2$

14 KORROSION (Rosten)

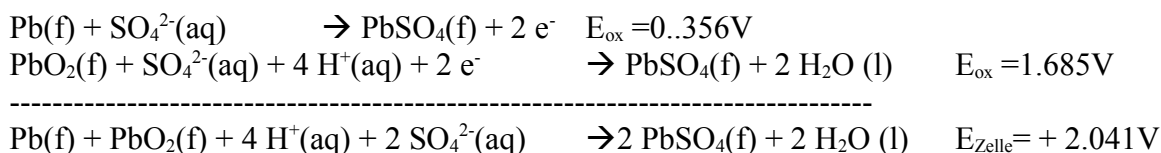
Metalloberfläche wird beschichtet(z.B. mit Zink, oxidiert besser \rightarrow schützt Fe), damit O_2 aus der Luft nicht in Kontakt treten kann mit dem Metall (\rightarrow Oxidation)



15 BRENNSTOFFZELLE



16 AUTOBATTERIE (BLEIAKKUMULATOR)



Schwefelsäure wird verbraucht. Je höhere pH desto leerer, je kleinere Dichte desto leerer.

17 d-ORBITALE

Farben: es braucht leere d-Orbitale. Möglich bei high und low spin

18 ELEKTRONENKONFIGURATION

Zn[Ar]: $3d^{10}4s^2$, Cr[Ar]: $3d^54s^1$, Fe[Ar]: $3d^64s^2$, Ni[Ar]: $3d^84s^2$, Cu[Ar]: $3d^{10}4s^1$
 Ti $^{3+}$: $3s^23p^63d^1$, V $^{*+}$: $3s^23p^63d^2$, Cr $^{3+}/V^{2+}$: $3s^23p^63d^3$, Cr $^{2+}/Mn^{3+}$: $3s^23p^63d^4$, Mn $^{2+}/Fe^{3+}$: $3s^23p^63d^5$, Fe $^{2+}/Co^{3+}$: $3s^23p^63d^6$, Co $^{2+}$: $3s^23p^63d^7$, Ni $^{2+}$: $3s^23p^63d^8$, Cu $^{2+}$: $3s^23p^63d^9$

19 MOLMASSE

- Spektroskopie
- osmotischer Druck $\pi = nRT/V$
- $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$
- $v = \sqrt{3RT/M}$

20 REDOX

OX Zahlen bestimmen

- Sauer: e^- , H_2O , H^+
- Basisch: e^- , OH^- , H_2O

21 FAKTOREN DER LÖSLICHKEIT

- Temperatur: $T \uparrow \rightarrow L \downarrow$ für Gase; $L \uparrow$ für Salze(meistens)
- Druck: $p \uparrow \rightarrow L \uparrow$ für Gase (Taucher)
- H-Brücken

gut lösliche Salze: NO_3^- , CH_3COO^- , Li, Na, K

unlöslich: CO_3^{2-} , S^{2-} , PO_4^{3-} , OH^-

22 TIEFSEETAUCHER

grosse Tiefen = hoher Druck \rightarrow Löslichkeit der Luft im Blut erhöhet. Zu schnelles Auftauchen \rightarrow Druck zu schnell verringert \rightarrow Luftblasen \rightarrow Tod. O_2 und He anstatt O_2 und N_2 weil He in Körperflüssigkeiten weniger löslich ist als N_2 .

23 VERBRENNUNG

es entstehen CO_2 , H_2O , SO_2 (schädlich), N_2

$\Rightarrow 2CuFeS_2 + 5O_2 \rightarrow 2Cu + 2FeO + 4SO_2$ (Rösten von Kupferkies)

$CaO + SO_2 \rightarrow CaSO_3$ schwer, sinkt \rightarrow weniger schädlich

24 DAMPFDRUCKKOCHTOPF

Kochen über Siedepunkt ist möglich, da Druck erhöhet.

25 BUECHER

$(Al_2\{SO_4\}_3) + H_2O \rightarrow$ Papier wird brüchig

$SO_4^{2-} + 2 H^+ \rightarrow H_2SO_4$ (macht H^+) verhindert, dass Tinte läuft

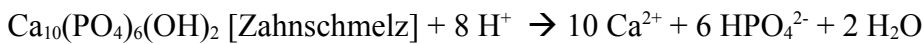
$Fe^{3+} + H_2O \rightarrow Fe(OH)^{2+} + H^+$

Papier in starke Base (reagiert mit H^+ , sonst zersetzt H^+ als Katalysator Cellulose) tauchen, damit das H_2O nicht die Cellulose, sondern eben das Fe^{3+} / Al^{3+} angreift)



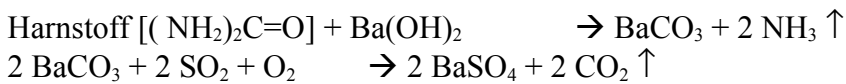
Base: $Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$

26 ZÄHNE



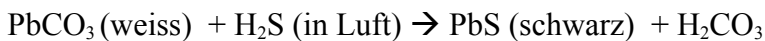
$Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2 + 2F \rightarrow Ca_{10}(PO_4)_6F_2 + 2 OH^-$ => Zahnschmelz mit Fluor ist weniger anfällig für Säure

27 STATUE, Verwitterungsschutz



Man v $BaCO_3$ anstelle von $CaCO_3$ (Kalk), da das entstehende $BaSO_4$ in Wasser viel weniger gut löslich ist als das im Falle der Verwendung von $CaCO_3$ entstehende $CaSO_4$!!! $BaCO_3 = CaCO_3$ in der Löslichkeit, aber mit saurem Regen ändert K_s und Löslichkeit! $H_2SO_4 + CaCO_3 \square CaSO_4 + H_2CO_3$

28 MALEREI



$H_2CO_3 \rightarrow CO_2 + H_2O$ alte Bilder werden schwarz

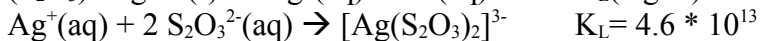
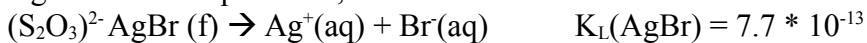
$PbS + 4 H_2O_2 \rightarrow PbSO_4$ (weiss, schwer löslich) + $4 H_2O$ Restauration mit H_2O_2 !

29 FOTOGRAFIE s/w

Licht zersetzt $AgBr$, Ag^+ bleibt auf Bild.

$Ag \rightarrow Ag^+$; $Ag^+ + e^- + \text{Licht} \rightarrow Ag^0$ Belichtung

$AgBr$ ist lichtempfindlich, unlöslich in Wasser. Ziel: nicht belichtetes Ag^+ entfernen mit Thiosulfat



Man verwendet $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ als Fixiersalz, um das $AgBr$ von dem Film zu entfernen, das nicht durch Licht zersetzt worden ist. SO_4^{2-} eignet sich nicht als Fixierer, da es Ag nicht gut komplexiert. $S_2O_3^{2-}$ komplexiert das Silber viel besser.

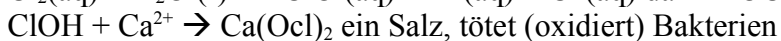
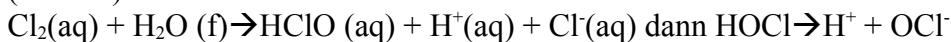
Sonnenbrille: $AgCl \square Ag$ (Metall) + Cl^- , reversibel!!!!, in Sonne dunkler, Photoreaktion.

30 TRINKWASSERAUFBEREITUNG

Grobfiltration, Sedimentation (beschleunigen mit CaO , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$), Filtration durch Sand, Belufung.

31 SCHWIMMBAD

Erzeugung von HOCl , da in OCl^- ist Cl^{+1} will aber Cl^{-1} werden. Also wirkt es als Oxidationsmittel (will $2e^-$) oxidiert Keime.



32 MIKROWELLE

Mikrowellenherde benutzen elektromagnetische Strahlung von typischerweise rund 2,455 GHz. Bei dieser Frequenz werden die Wassermoleküle (wegen ihrem Dipol) zur Schwingung angeregt. Diese Rotationswarme der Wassermoleküle überträgt sich nun auf die gesamte Speise. Das Essen wird warm.

33 SUPEROXID-CHEMIE (Raumshuttle)

O_2^{2-} = Superoxid

- 1.) K , Cs oder Rb (Reduktionsmittel) + $\text{O}_2 \rightarrow \text{MO}_2$
- 2.) $2 \text{KO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{K}^+ + 2 \text{OH}^- + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$
 $\rightarrow \text{O}_2$ ist o.k., aber OH^- und H_2O_2 müssen eliminiert werden
- 3.) $\text{OH}^- + \text{C O}_2 \rightarrow \text{HCO}_3^-$ (Hydrogencarb.)
- 4.) $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

Atmung Astronaut: O_2 -Herst. mit Superoxid. Li , Na statt K , Cs (zu starkes Oxidationsmittel), würde O_2^{2-} machen

34 OXIDE

- 1.) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}$ Oxid (SO_2) wird sauer (O + rechte Atome)
- 2.) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6 \text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O}$
- 3.) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
- 4.) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$ Oxid wirkt basisch (O + linke Atome PSE)
- 5.) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} \Rightarrow$ Tonband, magn. Beschichtung

Legende																	
Ordnungszahl	Symbol	Ordnungszahl	Serie														
Name	1 Wasserstoff	schwarz = nicht radioaktiv	<input type="checkbox"/> Alkalimetalle	<input type="checkbox"/> Metalle													
Atomgewicht	1,0079	gelb = radioaktiv	<input type="checkbox"/> Erdalkalimetalle	<input type="checkbox"/> Halbmetalle													
Elektronenkonfiguration	1	Schwarz = Feststoff	<input type="checkbox"/> Übergangsmetalle	<input type="checkbox"/> Nichtmetalle													
		Schwarz = Gas	<input type="checkbox"/> Lanthanoide	<input type="checkbox"/> Halogene													
		blau = Flüssigkeit	<input type="checkbox"/> Actinoide	<input type="checkbox"/> Edelgase													
			durchgehend = natürliches Element														
			schraffiert = künstliches Element														

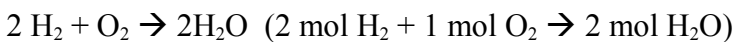
1 H Wasserstoff 1,0079 1	2 He Helium 4,0026 2	3 Li Lithium 6,941 2/1	4 Be Beryllium 9,0122 2/2	5 B Bor 10,81 2/3	6 C Kohlenstoff 12,011 2/4	7 N Stickstoff 14,007 2/5	8 O Sauerstoff 15,999 2/6	9 F Fluor 18,998 2/7	10 Ne Neon 20,179 2/8	11 Na Natrium 22,99 2/8/1	12 Mg Magnesium 24,305 2/8/2	13 Al Aluminium 26,982 2/8/3	14 Si Silicium 28,086 2/8/4	15 P Phosphor 30,974 2/8/5	16 S Schwefel 32,06 2/8/6	17 Cl Chlor 35,453 2/8/7	18 Ar Argon 39,948 2/8/8	19 K Kalium 39,098 2/8/8/1	20 Ca Calcium 40,08 2/8/8/2	21 Sc Scandium 44,956 2/8/9/2	22 Ti Titan 47,88 2/8/10/2	23 V Vanadium 50,942 2/8/11/2	24 Cr Chrom 51,996 2/8/13/1	25 Mn Mangan 54,938 2/8/13/2	26 Fe Eisen 55,847 2/8/14/2	27 Co Cobalt 58,933 2/8/15/2	28 Ni Nickel 58,71 2/8/16/2	29 Cu Kupfer 63,546 2/8/18/1	30 Zn Zink 65,38 2/8/18/2	31 Ga Gallium 69,723 2/8/18/3	32 Ge Germanium 72,59 2/8/18/4	33 As Arsen 74,922 2/8/18/5	34 Se Selen 78,96 2/8/18/6	35 Br Brom 79,904 2/8/18/7	36 Kr Krypton 83,80 2/8/18/8	37 Rb Rubidium 85,468 2/8/18/8/1	38 Sr Strontium 87,62 2/8/18/8/2	39 Y Yttrium 88,906 2/8/18/9/2	40 Zr Zirkonium 91,224 2/8/18/10/2	41 Nb Niobium 92,906 2/8/18/12/1	42 Mo Molybdan 95,94 2/8/18/13/1	43 Tc Technetium 98,91 2/8/18/13/2	44 Ru Ruthenium 101,07 2/8/18/15/1	45 Rh Rhodium 102,91 2/8/18/16/1	46 Pd Palladium 106,4 2/8/18/18	47 Ag Silber 107,87 2/8/18/18/1	48 Cd Cadmium 112,41 2/8/18/18/2	49 In Indium 114,82 2/8/18/18/3	50 Sn Zinn 118,69 2/8/18/18/4	51 Sb Antimon 121,76 2/8/18/18/5	52 Te Tellur 127,60 2/8/18/18/6	53 I Iod 126,90 2/8/18/18/7	54 Xe Xenon 131,29 2/8/18/18/8	55 Cs Cäsium 132,91 2/8/18/18/1	56 Ba Barium 137,33 2/8/18/18/2	57-71 Lanthanoide siehe unten	72 Hf Hafnium 178,49 2/8/18/32/10/2	73 Ta Tantal 180,95 2/8/18/32/11/2	74 W Wolfram 183,85 2/8/18/32/12/2	75 Re Rhenium 186,21 2/8/18/32/13/2	76 Os Osmium 190,2 2/8/18/32/14/2	77 Ir Iridium 192,22 2/8/18/32/15/2	78 Pt Platin 195,09 2/8/18/32/17/1	79 Au Gold 196,97 2/8/18/32/18/1	80 Hg Quecksilber 200,59 2/8/18/32/18/2	81 Tl Thallium 204,37 2/8/18/32/18/3	82 Pb Blei 207,19 2/8/18/32/18/4	83 Bi Bismut 208,98 2/8/18/32/18/6	84 Po Polonium 209 2/8/18/32/18/6	85 At Astat (210) 2/8/18/32/18/7	86 Rn Radon (222) 2/8/18/32/18/8	87 Fr Francium (223) 2/8/18/32/18/8/1	88 Ra Radium 226,03 2/8/18/32/18/8/2	89-103 Actinoide siehe unten	104 Rf Rutherfordium (261) 2/8/18/32/32/10/2	105 Db Dubnium (262) 2/8/18/32/32/11/2	106 Sg Seaborgium (263) 2/8/18/32/32/12/2	107 Bh Bohrium (264) 2/8/18/32/32/13/2	108 Hs Hassium (265) 2/8/18/32/32/14/2	109 Mt Meitnerium (266) 2/8/18/32/32/15/2	110 Ds Darmstadtium (269) 2/8/18/32/32/17/1	111 Rg Roentgenium (272) 2/8/18/32/32/18/1	112 Uub Ununbium (277) 2/8/18/32/32/18/2	113 Uuq Ununquadium (287) 2/8/18/32/32/18/3	114 Uuq Ununquadium (289) 2/8/18/32/32/18/4	115 Uup Ununpentium (288) 2/8/18/32/32/18/6	116 Uuh Ununhexium (289) 2/8/18/32/32/18/6	117 Uuq Ununseptium (289) 2/8/18/32/32/18/6	118 Uuo Ununoctium (293) 2/8/18/32/32/18/8
-----------------------------------	-------------------------------	---------------------------------	------------------------------------	----------------------------	-------------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	------------------------------------	---------------------------------------	---------------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------	--	-------------------------------------	--	--------------------------------------	---------------------------------------	--------------------------------------	---------------------------------------	--------------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	--	---	--------------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------------	---	---	---	---	---	--	---	---	---	--	--	---	--	--	---	--	--------------------------------------	---	---	--	-------------------------------------	--	---	---	--	--	--	---	---	--	---	---	---	--	---	---	--	---	------------------------------------	---	---	--	---	---	--	--	---	---	--	--	--	---	--	---

57 La Lanthan 138,91 2/8/18/18/9/2	58 Ce Cer 140,12 2/8/18/19/9/2	59 Pr Praseodym 140,91 2/8/18/21/9/2	60 Nd Neodym 144,24 2/8/18/22/9/2	61 Pm Promethium 144,91 2/8/18/23/9/2	62 Sm Samarium 150,35 2/8/18/24/9/2	63 Eu Europium 151,96 2/8/18/25/9/2	64 Gd Gadolinium 157,25 2/8/18/25/9/2	65 Tb Terbium 158,93 2/8/18/27/9/2	66 Dy Dysprosium 162,50 2/8/18/28/9/2	67 Ho Holmium 164,93 2/8/18/29/9/2	68 Er Erbium 167,26 2/8/18/30/9/2	69 Tm Thulium 168,93 2/8/18/31/9/2	70 Yb Ytterbium 173,04 2/8/18/32/9/2	71 Lu Lutetium 174,97 2/8/18/32/9/2	89 Ac Actinium (227) 2/8/18/32/18/9/2	90 Th Thorium 232,04 2/8/18/32/18/10/2	91 Pa Protactinium 231,04 2/8/18/32/20/9/2	92 U Uranium 238,03 2/8/18/32/21/9/2	93 Np Neptunium 237,05 2/8/18/32/22/9/2	94 Pu Plutonium (244,10) 2/8/18/32/24/8/2	95 Am Americium (243,10) 2/8/18/32/25/8/2	96 Cm Curium (247,10) 2/8/18/32/25/9/2	97 Bk Berkelium (247,10) 2/8/18/32/25/10/2	98 Cf Californium (251,10) 2/8/18/32/28/8/2	99 Es Einsteinium (254,10) 2/8/18/32/29/8/2	100 Fm Fermium (257,10) 2/8/18/32/30/8/2	101 Md Mendelevium (258) 2/8/18/32/31/8/2	102 No Nobelium (259) 2/8/18/32/32/8/2	103 Lr Lawrencium (260) 2/8/18/32/32/9/2
---	---	---	--	--	--	--	--	---	--	---	--	---	---	--	--	---	---	---	--	--	--	---	---	--	--	---	--	---	---

35 STÖCHIOMETRIE I

- Strukturformel = Konstitutionsformel H-O-H
 - Metalle: einatomige Kationen (Ca²⁺)
 - N-Metalle: einatomige Anionen (Cl⁻)
 - Bsp. Wasserstoffperoxid:
 - Molekularformel: H₂O₂
 - Empirische Formel: HO (kl. Ganzzahliges Verhältnis)
 - m eines Elements, die dem Zahlenwert der rel. Atommasse entspricht, enthält immer die gleiche Zahl von Atomen = **Avogadro-Zahl (N_A) = 6,02214*10²³ mol⁻¹** Teilchen
 - Die Stoffmenge die aus N_A-Teilchen besteht nennt man ein **Mol**
- n = m/M = mol** (m in Gramm, M aus PSE in g/mol)

36 STÖCHIOMETRIE II



- Immer wenn die Menge von 2 oder mehr Reaktanden abhängt, muss festgestellt werden, welcher von ihnen den **Umsatz begrenzt**. Man dividiert die zur Verfügung stehenden

Stoffmengen jedes Reaktanden durch den zugehörigen Koeffizienten i.d. Reaktionsgleichung
Prozentuale Ausbeute = (tatsächliche Ausb./theoretische Ausb.)*100%

Stoffmengenkonzentration = Molarität = $c = n/V = \text{mol/l}$

- Salpetersäure: HNO_3
- Phosphorsäure: H_3PO_4
- Schwefelsäure: H_2SO_4

$1\text{mmol/l} = 1\text{mol/l}$

37 ENERGIEUMSATZ BEI CHEMISCHEN REAKTIONEN

37.1 Kraft

$F = m \cdot a$ [1N = 1kg * m/s²]

37.2 Arbeit

$W = F \cdot s$ [1J = 1N * m = 1kg * m²/s²]
 $E_{\text{kin}} = W = 0.5 \cdot m \cdot v^2$

37.3 Kelvin

$K (\text{Kelvin}) = ^\circ\text{C} + 273,15$

37.4 Kalorie

$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$

37.5 Wärmekapazität

$C = m \cdot \text{spezifische Wärme}$ [J/K]

37.6 Wärmemenge

$Q = C \cdot (T_2 - T_1)$ [kJ]

37.6.1 Bsp. Bombenkalorimeter

- $C(\text{Gesamt}) = C(\text{Wasser}) + C(\text{Gerät})$
- Spezifische Wärme Wasser = $4,184 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

37.6.2 Bemerkungen

- $Q(\text{Gesamt})$ zuerst berechnen

- $Q(\text{Traubenzucker}) = Q(\text{Gesamt}) \cdot (M(\text{Traubenzucker})/m(\text{Traubenzucker}))$

37.7 Kraft

$F = A \cdot p$ (A= Zylinderquerschnittsflache ; p= Atmosphärendruck)

$$\rightarrow \Delta V = V_2 - V_1 = A \cdot s$$

$$\rightarrow W = F s = A \cdot p \cdot s = \Delta V \cdot p$$

37.8 Innere Energie

Jeder Stoff hat in sich Energie in irgendeiner Form gespeichert. Wir nennen sie die **innere Energie** U.

37.9 Reaktionsenergie (geschlossenes Gefäss):

- U_1 = Summe IE Reaktanden
- U_2 = Summe IE Produkte

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

- ΔU positiv \rightarrow Energie wird aufgenommen
- ΔU negativ \rightarrow Energie wird abgegeben

37.10 Reaktionsenthalpie ΔH = Reaktionswärme (offenes Gefäss)

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

- ΔH positiv \rightarrow Wärmeenergie wird aufgenommen = **endotherm**
- ΔH negativ \rightarrow Wärmeenergie wird abgegeben = **exotherm**

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

- Werden die Koeffizienten einer Gleichung mit einem Faktor multipliziert, wird auch d. Wert von ΔH mit diesem multipliziert.
- **Normbedingungen = 25 °C ; 101,3kPa = 1,013bar**

37.11 Satz von Hess

ΔH = konstant, unabhängig davon ob sie in einem Schritt oder über Zwischenstufen abläuft.

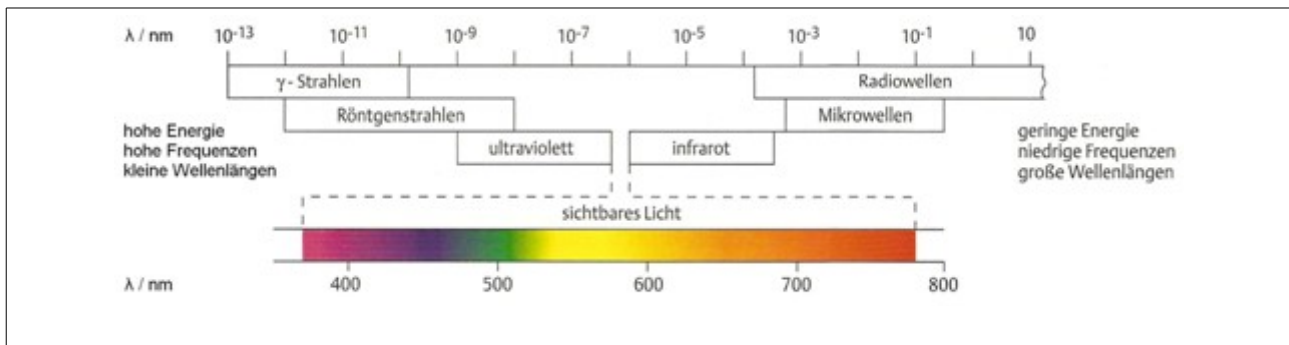
$$\Delta H_o = \sum \Delta H_{of}(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_{of}(\text{Reaktanden}) = E_{dukte}$$

37.12 Dissoziationsenergie

Energie, die zum Aufbrechen d. Bindung eines 2-atomigen Moleküls benötigt wird. [kJ/mol]

38 ELEKTRONENSTRUKTUR DER ATOME

- Ausbreitungsgeschwindigkeit = Lichtgeschwindigkeit = $2,9979 \cdot 10^8 \text{ m/s}$ $c = \lambda \cdot \nu$ [m/s]
 λ = Wellenlänge
 ν = Frequenz [1Hz= 1 s^{-1}]



38.1 Quantentheorie

Energie kann in Form v. elektromagnetische Strahlung nur in definierten Portionen (= **Quant**) absorbiert oder abgestrahlt werden.

38.1.1 Energiebetrag eines Quants

$$E = h \cdot \nu$$

h = Planck-Konstante = $6,62608 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

38.1.2 Einzelnes Quant

Teilchen, dass sich mit Lichtgeschwindigkeit fortbewegt = **Photon**

38.1.3 Frequenz eines H-Atoms

$$\nu = c / \lambda = 3,289 \cdot 10^{15} \left((0,25 - (1/n^2)) \right) \cdot \text{s}^{-1}$$

$n = 3, 4, 5, \dots$ = Übergang von Schale n zu Schale $n-1$

38.1.4 Grundzustand

e^- befindet sich auf innerster Bahn = geringste Energie. Wenn das e^- von einem angeregten Zustand auf eine weiter innen liegende Bahn springt, wird ein def. Energiebetrag in Form eines Lichtquants emittiert.

38.1.5 Energie E_N , die das e^- in d. n -ten Bahn hat

$$E_N = -2,179 \cdot 10^{-18} / n^2 \text{ [J]}$$

$n = 1, 2, 3, \dots$

38.1.6 Frequenz eines beliebigen Atoms das von der Bahn n_2 auf Bahn n_1 springt:

$$\nu = 3,289 \cdot 10^{15} \cdot \left((1/n_1^2) - (1/n_2^2) \right) \cdot \text{s}^{-1}$$

38.2 Ionisierungsenergie

e^- geht ganz weg (in Schale mit $n = \infty$) $E = h \cdot \nu$

38.3 Energie eines Photons

$$E = h \cdot (c / \lambda)$$

$$m \cdot c^2 = h \cdot (c / \lambda)$$

$$\lambda = h / (m \cdot c)$$

38.4 Wellenlänge eines fliegenden Teilchens

$$\lambda = h / (m \cdot v)$$

v = Geschwindigkeit

$m \cdot v$ = Impuls

38.5 Unschärferelation nach Heisenberg

Es ist grundsätzlich unmöglich, von einem Objekt gleichzeitig den genauen Aufenthaltsort und den Impuls zu bestimmen:

$$\Delta x \cdot \Delta(mv) \geq (h / (4 \cdot \pi))$$
 Bestimmung des Ortes Δx

- Um die Zustände eines e^- in einem 1-dim. Kasten als stehende Welle zu erfassen, benötigt man drei Zahlen n , l und m .

38.6 Orbital

Wellenfunktion für ein e^- in einem Atom.

38.7 Hauptquantenzahl n

Anzahl Schalen, $n=1,2,3,\dots$

38.8 Nebenquantenzahl l

Anzahl Unterschalen (Anzahl $l = n$. Für $n=1$; $l=0$) $l=0$

$\rightarrow s$; $l = 1 \rightarrow p$; $l = 2 \rightarrow d$; $l = 3 \rightarrow f$; $l = 4 \rightarrow g$

- Anzahl Orbitale = $2 \cdot l + 1$

38.9 Magnetquantenzahl m

Zur Unterscheidung der Orbitale in einer Unterschale, bezeichnet Orientierung d. O. ($m = -l, -(l-1), \dots, 0, \dots, +(l-1), +l$)

Element	Z	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f	5s 5p 5d 5f	6s 6p 6d	7s
H	1	1						
He	2	2						
Li	3	2	1					
Be	4	2	2					
B	5	2	2	1				
C	6	2	2	2				
N	7	2	2	3				
O	8	2	2	4				
F	9	2	2	5				
Ne	10	2	2	6				
Na	11	2	2	6	1			
Mg	12	2	2	6	2			
Al	13	2	2	6	2	1		
Si	14	2	2	6	2	2		
P	15	2	2	6	2	3		
S	16	2	2	6	2	4		
Cl	17	2	2	6	2	5		
Ar	18	2	2	6	2	6		
K	19	2	2	6	2	6	1	
Ca	20	2	2	6	2	6	2	
Sc	21	2	2	6	2	6	1	2
Ti	22	2	2	6	2	6	2	2
V	23	2	2	6	2	6	3	2
Cr	24	2	2	6	2	6	5	1
Mn	25	2	2	6	2	6	5	2
Fe	26	2	2	6	2	6	6	2
Co	27	2	2	6	2	6	7	2
Ni	28	2	2	6	2	6	8	2
Cu	29	2	2	6	2	6	10	1
Zn	30	2	2	6	2	6	10	2
Ga	31	2	2	6	2	6	10	2
Ge	32	2	2	6	2	6	10	2
As	33	2	2	6	2	6	10	2
Se	34	2	2	6	2	6	10	2
Br	35	2	2	6	2	6	10	2
Kr	36	2	2	6	2	6	10	2

38.10 d-Orbitale

$3d(x^2-y^2)$; $3d(z^2)$; $3d(xy)$; $3d(xz)$; $3d(yz)$

38.11 Hund-Regel

Die Orbitale einer Unterschale werden so besetzt, dass eine maximale Zahl von ungepaarten e^- resultiert.

38.12 Paramagnetisch

Substanz, die ungepaarte e^- enthält. Wird in ein magnetisches Feld hineingezogen

38.13 Diamagnetisch

Substanz, in der alle e^- gepaart sind. Wird in ein magnetisches Feld abgestossen.

38.14 Valenzelektronen

Für Elemente der Hauptgruppen ist die Anzahl Der Valenzelektronen = Nummer der Hauptgruppe.

39 EIGENSCHAFTEN DER ATOME UND IONENBINDUNG

39.1 kovalente Bindung

Atome teilen sich gemeinsame Elektronen

39.2 Ionisierungsenergie

e^- -Entfernung [(pro Atom in eV/Atom ; (pro Molekül in kJ/mol)] (bei Metallen niedriger als bei Nichtmetallen) (3. höher als erste IE)

39.3 Elektronenaffinität

e^- -Aufnahme (1. EA kann sowohl positiv als auch negativ sein, die 2. EA ist **immer** positiv \rightarrow Energie muss aufgewendet werden)

39.4 Isoelektronisch

Teilchen mit gleicher Elektronenkonfiguration

Gitterenergie: Wird frei beim Zusammenfügen von weit voneinander entfernten, im Gaszustand befindlichen Ionen zu einem Kristall.

39.5 Born-Haber-Kreisprozess

$$\Delta H_f^0 = \Delta H_{\text{Sub}} + \Delta H_{\text{Diss}} + \Delta H_{\text{Ion}} + \Delta H_{\text{Ea}} + \Delta H_{\text{Gitter}}$$

Hypochlorit	OCl^-	Chlorat	ClO_3^-	Sulfat	SO_4^{2-}
Perchlorat	ClO_4^-	Sulfit	SO_3^{2-}	Nitrit	NO_2^-
Nitrat	NO_3^-	Phosphat	PO_4^{3-}	Arsenat	AsO_4^{3-}
Carbonat	CO_3^{2-}	Acetat	CH_3CO_2^-	Oxalat	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Chromat	CrO_4^{2-}	Dichromat	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Permanganat	MnO_4^-

40 DIE KOVALENTE BINDUNG

$$\text{Anz. Bindungselektronen} = (2 * \text{Anz. H-Atome}) + (8 * \text{Anz. übrige Atome}) - (\text{Gesamtzahl Valenzelektronen})$$

40.1 Dipolmoment

$$\mu = q * d$$

41 MOLEKÜLGEOMETRIE, MOLEKÜLORBITALE

41.1 VSEPR

Valenzelektronenpaar-Abstoungs-Theorie (auch nicht-bindende Elektronenpaare beruckichtigen)

- 2e-: linear (180°)
- 3e-: trigonal-planar (120°)
- 4e-: tetraedrisch (CH₄) ; trigonal-pyramidal (NH₃) ; gewinkelt (H₂O)
- 5e-: trigonal-bipyramidal (eep äquatorial)
- 6e-: oktaedrisch ; quadratische Pyramide ; quadratisch-planar

41.2 Hybridorbitale

sp, sp², sp³

41.3 Molekülorbitale

σ (s-Orbitale und p_x), π (p_y und p_z), δ

42 GASE

42.1 Druck

- [Pa = (1N/ 1m²) ; 1bar = 10⁵ Pa]
- 1 atm = 101,325 kPa = 0,101325 Mpa = 1,01325 bar = 1013,25 mbar = 760 Torr

42.2 Avogadro

Gleiche V beliebiger Gase enthalten bei gleicher Temp. und gleichem Druck die gleiche Anzahl Moleküle

42.3 Molvolumen eines Gases

unter Normbedingungen (0°C ; 101,325 kPa) = 22,414 l/mol

42.4 Gasdichte

$$d = M/V$$

42.5 Ideales Gasgesetz

$$p * V = n * R * T \quad (R = 8,3145 \text{ J}/(\text{mol} * \text{K}))$$

42.6 Boyle-Mariotte-Gesetz

$p \cdot V = \text{konstant}$ oder $p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$ (wenn $n, T = \text{konstant}$)

42.7 Gay-Lussac-Gesetz

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$(p_1 \cdot V_1 / T_1) = (p_2 \cdot V_2 / T_2)$$

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

42.8 Umrechnung Torr \rightarrow kPa

$$720 \text{ Torr} = (720/760 \text{ Torr}) \cdot 101,3 \text{ kPa} = 96,0 \text{ kPa}$$

42.9 Dalton-Gesetz der Partialdrücke

In Gemischen von Gasen, die **nicht** miteinander reagieren setzt sich der Gesamtdruck p aus den **Partialdrücken** der einzelnen Komponenten A, B, C....zusammen $p = p(A) + p(B) + p(C) + \dots$

42.10 Stoffmengenanteil von A

$$x(A) = \frac{n(A)}{n(A) + n(B)}$$

42.11 Partialdruck von A

$$p(A) = \frac{n(A)}{n(A) + n(B)} \cdot p = x(A) \cdot p$$

42.12 Summe der Stoffmengenanteile von A

$$x(A) + x(B) = 1$$

42.13 Mittlere Geschwindigkeit Gasförmiger Teilchen

$$v = \sqrt{\frac{3 \cdot R \cdot T}{M}}$$

42.14 Abweichungen

Bei Druckerhöhung und /oder Temperaturerniedrigung weichen die **Gase** immer mehr von ihrem idealen Verhalten ab und werden schliesslich **flüssig**

43 FLÜSSIGKEITEN UND FESTSTOFFE

43.1 Amorph

Feststoff, bei dem die Teilchen nicht zu einem regelmässigen Muster angeordnet sind. (Kein definierter Schmelzpunkt.) z.B.: Gläser

43.2 molare Verdampfungsenthalpie ΔH_v

Energiemenge, um ein mol einer Flüssigkeit bei gegebener Temperatur zu verdampfen

43.3 Dampfdruck

Druck des Dampfes, der bei gegebener Temperatur mit der Flüssigkeit im Gleichgewicht steht.

43.4 Siedepunkt

Temperatur, bei welcher der Dampfdruck = äusserer Atmosphärendruck

43.5 Clausius-Clapeyron-Gleichung

$$\log p = - (\Delta H_v / (2,303 R \cdot T)) + C$$

43.6 molare Kristallisationsenthalpie

Wärmemenge, die einem mol Substanz beim gefrieren entzogen werden muss

44 LÖSUNGEN

44.1 Konzentration

$$c = n/V$$

44.2 Zweiphasengemische

Unpolare und polare Substanzen bilden i.A. keine Lösungen miteinander

44.3 Solvation

Lösungsmittel ist nicht H₂O, sondern eine andere Flüssigkeit

44.4 Prinzip des kleinsten Zwanges

Ein im Gleichgewicht befindliches System weicht einem Zwang (Temp., Druck) aus. Es stellt sich

ein neues Gleichgewicht ein.

44.5 Henry-Dalton-Gesetz

(nur von verdünnten Lösung bei relativ Niedrigem Druck gut erfüllt) $c = K \cdot p$ ($K = \text{Konstante}$; $p = \text{Partialdruck}$)

44.6 Konzentration von Lösungen

44.6.1 Massenanteil

$$w(X) = m(X) / m(\text{Lösung})$$

44.6.2 Stoffmengenanteil

$$x(A) = n(A) / n(A) + n(B) + n(C) + \dots$$

44.6.3 Stoffmengenkonzentration

$$c = n / V$$

44.6.4 Volumen

$$V = m / d \quad (d = \text{Dichte})$$

44.6.5 Molalität

b mol gelöster Stoff / kg Lösungsmittel

$$\rightarrow M = m / b$$

44.6.6 Massenkonzentration

$$\beta(X) = m(X) / V(\text{Lösung})$$

44.6.7 Volumenkonzentration

$$\delta(X) = V(X) / V(\text{Lösung})$$

44.6.8 Volumenanteil

$$\phi(X) = V(A) / V(A) + V(B) + V(C) + \dots$$

44.7 Raoult-Gesetz

44.7.1 Gesamtdampfdruck der Lösung

$$p = p(A) + p(B)$$

44.7.2 Partialdrücke von A und B

$$p(A) = x(A) \cdot p^0(A) \quad p(B) = x(B) \cdot p^0(B)$$

[p^0 = Dampfdruck d. reinen Stoffes]

$$p = x(A) \cdot p^0(A) + x(B) \cdot p^0(B)$$

Dampfdruck einer verdünnten Lösung eines **nichtflüchtigen** Stoffes B im Lösungsmittel A

$$p = x(A) \cdot p^0(A)$$

$$x(A) + x(B) = 1$$

$$p = (1 - x(B)) \cdot p^0(A)$$

$$= p^0(A) - x(B) \cdot p^0(A)$$

44.8 Siedepunktserhöhung

$$\Delta T_S = E_S \cdot b \quad [E_S = \text{molale Siedepunktserhöhung}]$$

44.9 Gefrierpunktserniedrigung

$$\Delta T_G = E_G \cdot b$$

44.10 Osmotischer Druck

$$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow$$

$$\pi = \text{osm. Druck} = c \cdot R \cdot T$$

44.11 Elektrolyt

Stoff, dessen wässrige Lösung den elektrischen Strom besser leitet als Wasser (schwache : Schwache Säuren u. H_2O ; CH_3COOH , HNO_2 , HF , starke: Starke Säuren; $HClO_4$, $HClO_3$, HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4)

45 REAKTIONEN IN WÄSSRIGER LÖSUNG

45.1 Metathese-Reaktion



45.2 Fällungsreaktion

Reaktion in Lösung, bei der eine unlösliche Verbindung (=Niederschlag) entsteht oder ein schlecht lösliches Gas oder ein schwacher Elektrolyt

Anion	Kationen		
	löslich (>1 cg/g)	gering löslich (0,1 – 1 cg/g)	unlöslich (< 0,1 cg/g)
NO ₃ ⁻	alle		
CH ₃ CO ₂ ⁻	alle		
ClO ₃ ⁻	alle		
F ⁻	einfach geladene Kationen	-	mehrfach geladene Kationen
Cl ⁻	alle, ausgenommen:	Pb ²⁺	Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ , Tl ⁺
Br ⁻	alle, ausgenommen:	Pb ²⁺ , Hg ²⁺	Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ , Tl ⁺
I ⁻	alle, ausgenommen:	-	Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ , Tl ⁺ , Hg ²⁺ , Pb ²⁺
SO ₄ ²⁻	alle, ausgenommen:	Ca ²⁺ , Ag ⁺	Sr ²⁺ , Ba ²⁺ , Hg ₂ ²⁺ , Pb ²⁺
SO ₃ ²⁻	Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , Rb ⁺ , Cs ⁺ , NH ₄ ⁺	-	alle übrigen
PO ₄ ³⁻	Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , Rb ⁺ , Cs ⁺ , NH ₄ ⁺	-	alle übrigen
OH ⁻	Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , Rb ⁺ , Cs ⁺ , Ba ²⁺ , Tl ⁺	Ca ²⁺ , Sr ²⁺	alle übrigen
S ²⁻	Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , Rb ⁺ , Cs ⁺ , NH ₄ ⁺ , Mg ²⁺ , Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺	-	alle übrigen (Al ₂ S ₃ , Cr ₂ S ₃ , Fe ₂ S ₃ zersetzen sich)

Folgende Kationen wurden berücksichtigt: Li⁺, Na⁺, K⁺, Rb⁺, Cs⁺, NH₄⁺, Ag⁺, Tl⁺,
Mg²⁺, Ca²⁺, Sr²⁺, Ba²⁺, Mn²⁺, Fe²⁺, Co²⁺, Ni²⁺, Cu²⁺, Zn²⁺, Cd²⁺, Hg²⁺, Hg₂²⁺,
Sn²⁺, Pb²⁺; Al³⁺, Cr³⁺, Fe³⁺.

45.3 Oxidationszahlen

- (1) Ein einzelnes Atom oder ein Atom in einem Element hat die Oxidationszahl Null.
- (2) Die Oxidationszahl eines einatomigen Ions ist identisch mit seiner Formalladung.
- (3) Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome eines mehratomigen Ions ist gleich der Ladung dieses Ions. Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome eines Moleküls ist Null.
- (4) Fluor, das elektronegativste Element, hat in allen Verbindungen die Oxidationszahl -I.
- (5) Sauerstoff, das zweit elektronegativste Element, hat meistens die Oxidationszahl -II. Ausnahmen gibt es, wenn O-Atome miteinander verbunden sind: Im Peroxid-Ion O₂²⁻ hat jedes O-Atom die Oxidationszahl -I; im Hyperoxid-Ion O₂⁻ hat jedes O-Atom die Oxidationszahl -1/2; Im OF₂ hat das Sauerstoff die Oxidationszahl +II (Regel 4).
- (6) Wasserstoff hat in Verbindungen mit Nichtmetallen die Oxidationszahl +I. In Metallhydriden (z.B. LiH, MgH₂) hat Wasserstoff die Oxidationszahl -I.
- (7) In Verbindungen der Nichtmetalle ist die Oxidationszahl des elektronegativeren Elements negativ und entspricht der Ionenladung, die für Ionenverbindungen dieses Elements gilt. Im PCl₃ hat Chlor zum Beispiel die Oxidationszahl -I.

45.4 Oxidation

e^- Entzug (Oxidationszahl \uparrow) Reduktionsmittel \rightarrow saures Milieu: Ausgleich H^+

45.5 Reduktion

e^- Zufuhr (Oxidationszahl \downarrow) Oxidationsmittel \rightarrow basisches M.: Ausgl. OH^-

45.6 Regeln zum Ausgleich

- (1) Oxidationszahlen bestimmen
- (2) Koeffizienten gem. Oxidationszahlen
- (3) Ladungsausgleich
- (4) „O“ ausgleichen mittels H_2O

45.7 Disproportionierung

Oxidation und gleichzeitig Reduktion z.B.: $Br_2 \rightarrow Br^- + BrO_3^-$

45.8 Komproportionierung

$2MnO_4^- + 3Mn^{2+} + 4OH^- \rightarrow 5MnO_2 + 2H_2O$ (Gegenteil \uparrow)

45.9 schwache Säuren

OCl , $HClO_2$, HNO_2 , CH_3COOH , H_2S , H_2SO_3 , H_3PO_4 , H_2CO_3 , H_3BO_3

45.10 Metalloxide

= basische Oxide + $H_2O \rightarrow$ Hydroxide (nur Elemente d. 1. Hauptgr. sowie CaO , SrO , BaO lösen sich in H_2O unter Bildung von Hydroxiden)

45.11 NM-Oxide

= Säureanhydride = saure Oxide + $H_2O \rightarrow$ Säuren

45.12 Aquivalentmasse & relative Formelmasse

relative Aquivalentmasse = relative Formelmasse / z

[z = Anz. der für eine Reaktion massgeblichen Teilchen, die von einem Molekül eines Reagenzes zur Verfügung gestellt werden kann. Z = 2 für 2-protonige Säure]

46 REAKTIONSKINETIK

46.1 Reaktion 0. Ordnung

$$v(X) = k$$

[k = Geschwindigkeitskonstante]

$$c(A) = -k \cdot t + c_0(A) \quad \text{Halbwertszeit} \quad t_{1/2} = [c_0(A) / (2 \cdot k)]$$

46.2 Reaktion 1. Ordnung:

$$v(X) = k \cdot c(X) \quad (A \rightarrow \text{Produkte})$$

$$\ln c(A) = -k \cdot t + \ln c_0(A) \rightarrow \ln [c(A) / c_0(A)] = -k \cdot t$$

$$\rightarrow c(A) = c_0(A) \cdot e^{-k \cdot t} \quad \text{Halbwertszeit:} \quad t_{1/2} = \ln 2 \cdot (1/k) = 0,693 / k$$

46.3 Reaktion 2. Ordnung:

$$v(X) = k \cdot c(X) \cdot c(Y)$$

(A + X → Prod. od. 2A → P)

$$1/c(A) = k \cdot t + (1/c_0(A))$$

$$t_{1/2} = 1/(k \cdot c_0(A))$$

46.4 Reaktion 3. Ordnung

$$v(X) = k \cdot c^2(X) \cdot c(Y)$$

(A + X + Z → Prod. od. 2A + X → Prod. oder 3A → Produkte)

46.5 Einstufige Reaktion

läuft in einem Schritt ab: $A + 2 X \rightarrow \text{Produkte}$

$$\rightarrow v = k \cdot c(A) \cdot c^2(X) \rightarrow \text{Gilt nur für einstufige Reaktionen!!}$$

46.6 Arrhenius-Gleichung

$$k = A \cdot e^{-E_a/R \cdot T} \quad (k = \text{Geschwindigkeitkonst.}; A = \text{Konst.}; E_a = \text{Aktivierungsenergie}; T \text{ in Kelvin})$$

$$\rightarrow \ln k = \ln A - [(E_a/R) \cdot (1/T)]$$

$$\rightarrow \ln (k_2/k_1) = (E_a/R) \cdot [(1/T_1) - (1/T_2)]$$

$$\rightarrow E_a = R \cdot [(T_1 \cdot T_2) / (T_2 - T_1)] \cdot \ln [(k_2/k_1)]$$

46.7 Katalysator

Stoff, dessen Anwesenheit die Geschwindigkeit einer Reaktion erhöhet, **ohne** dass er selbst verbraucht wird. Kann nach der Reaktion zurückgehalten werden.

46.7.1 homogene Katalyse

Katalysator in der gl. Phase anwesend wie Reaktanden.

46.7.2 heterogene Katalyse

Katalysator u. Reaktanden liegen in versch. Phasen vor. (Katalysator fest → Reaktanden-Moleküle an seiner Oberfläche absorbiert). Z.B.:

46.7.3 Abgase

$2 \text{CO (g)} + 2 \text{NO (g)} \rightarrow 2 \text{CO}_2 \text{(g)} + \text{N}_2 \text{(g)}$ Katalysator ist Pt/Rh

47 DAS CHEMISCHE GLEICHGEWICHT

Hin- und Rückreaktion verlaufen gleichschnell

Aussagen über Konz.sverhaltnisse im Gleichgewichtszustand durch **K** feststellbar.

47.1 Allgemeine Formulierung des Massenwirkungsgesetzes



47.2 Gleichgewichtskonstante

$$K_C = \frac{[c^x(X) * c^z(Z)]}{[c^a(A) * c^b(B)]}$$

→ K_C sehr gross → Gleichgewicht liegt rechts.

Nur gasförmige Stoffe in die Gleichung für K_C miteinbeziehen!!

47.3 Reaktionsquotient Q

Gleiche Berechnung wie für K_C aber in einer Phase in der sich das System **nicht im Gleichgewicht** befindet. Allg. gilt:

$Q < K_C$ → Reaktion v. links nach rechts

$Q = K_C$ → System im Gleichgewicht

$Q > K_C$ → Reaktion v. rechts nach links

47.4 K für Gase

$$K_p = [(p^x(X) * p^z(Z)) / (p^a(A) * p^b(B))]$$

48 SÄUREN UND BASEN

48.1 Ionenprodukt des Wassers

Wasser dissoziiert in geringem Mass zu H^+ (aq) und OH^- (aq) Ionen. $2 H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$. Das Gleichgewicht liegt weitgehend auf der linken Seite. K ist sehr klein. Ionenprodukt des Wassers:

$$c(H^+) * c(OH^-) = K_w = 1.0 * 10^{-14} \text{ mol}^2/l^2$$

48.2 pH und pOH

$$pH = -\log c(H^+) \text{ und } pOH = -\log c(OH^-)$$

$$pH + pOH = pK_w = -\log K_w = 14$$

48.2.1 Bemerkung

Eine pH-Wert-Erniedrigung um eine Einheit bedeutet $c(H^+) * 10$.

Wird eine starke Säure in Wasser gelöst, so entspricht die Konzentration der H^+ (aq)-Ionen, der eingesetzten Konzentration der starken Säure. Der Anteil der H^+ (aq) Ionen die vom Wasser stammen, kann dagegen vernachlässigt werden.

Formeln: $pK_s = 14 - pK_B$ $K_s = K_w / K_B$

48.3 Dissoziationsgrad

Starke Elektrolyten sind in wässriger Lösung vollständig dissoziiert, schwache Elektrolyten sind unvollständig dissoziiert, d.h. gelöste Moleküle stehen im Gleichgewicht mit Ionen. Der **Dissoziationsgrad α** eines schwachen Elektrolyten in wässriger Lösung ist der Bruchteil der gesamten Stoffmenge der Elektrolyten, der in Ionen dissoziiert ist. Bsp. Dissoziationsgrad α von Essigsäure = Menge die dissoziiert / Gesamtstoffmenge = $c(CH_3CO_2^-) / c_0(CH_3CO_2H) = c(CH_3CO_2^-) / [c(CH_3CO_2H) + c(CH_3CO_2^-)]$

48.4 Konzentrationsberechnung

Mit Hilfe des Massenwirkungsgesetzes lassen sich die **Konzentrationen der Teilchenspezies berechnen:**

c_0 : Mol Essigsäure pro Liter die in Wasser gelöst sind

x: Mol davon die dissoziieren $\Rightarrow c_0 - x$: undissoziiert

48.4.1 Formel für Säuren mit $K_s > 10^{-4}$

$$x^2 / (c_0 - x) = K_s \text{ und } x = c(H^+) = -1/2 K_s + (1/4 K_s^2 + K_s * c_0)^{1/2}$$

48.4.2 Formel für schwache Säuren:

$$x = c(H^+) \approx K_s * c_0 \text{ und } pH \approx 1/2 (pK_s - \log c_0)$$

48.4.3 Formel für Basen mit $K_B > 10^{-14}$

$$x^2 / (c_0 - x) = K_B \text{ und } x = c(OH^-) = -1/2 K_B + (1/4 K_B^2 + K_B * c_0)^{1/2}$$

48.4.4 Formel für schwache Basen

$$x = c(OH^-) \approx (K_B * c_0)^{1/2} \text{ und } pOH \approx 1/2 (pK_B - \log c_0)$$

48.5 Indikatoren

Indikatoren sind organische Farbstoffe, deren Farbe in Lösung vom pH-Wert abhängt. Indikatoren sind schwache Säuren.

48.6 Pufferlösungen

Puffer = Lösung, die einen definierten pH-Wert hat, der sich über längere Zeit konstant hält. Eine Pufferlösung enthält eine relative hohe Konzentration einer schwachen Säure und ihrer konjugierten Base.

48.7 Henderson-Hasselbalch-Gleichung

$$pH = pK_s - \log [c(HA) / c(A^-)]$$

Für eine Lösung, die eine schwache Säure und ihre konjugierte Base im Stoffmengenverhaltis 1:1 enthält, gilt immer: $pH = pK_s$

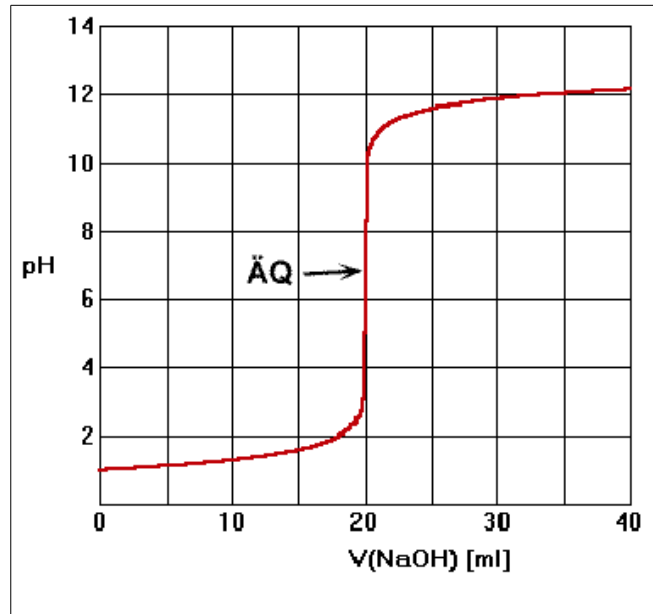
48.8 Salze schwacher Säuren und Basen

Anionen, die sich von schwachen Säuren ableiten verhalten sich in Lösung basisch, Kationen, die sich von schwachen Basen ableiten verhalten sich in Lösung sauer.

48.9 Säure-Base Titrationen

48.9.1 Titration einer starken Säure mit einer starken Base

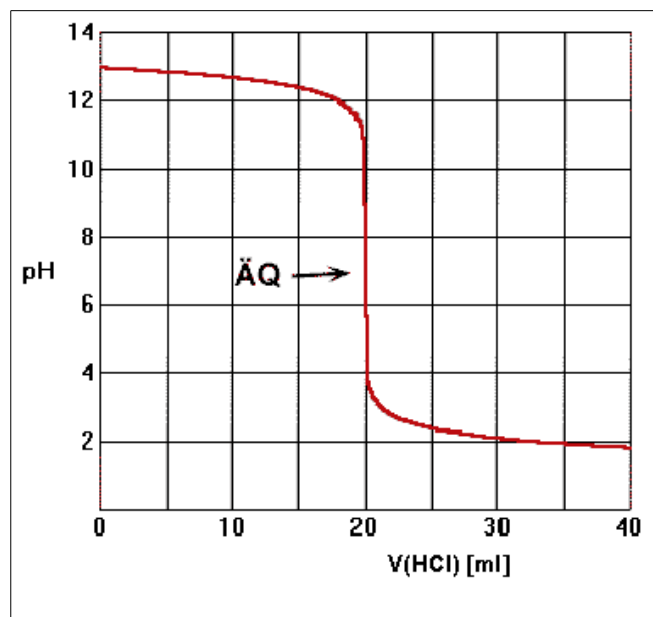
Bsp.: HCl mit NaOH



48.9.2 Titration einer starken Base mit einer starken Säure

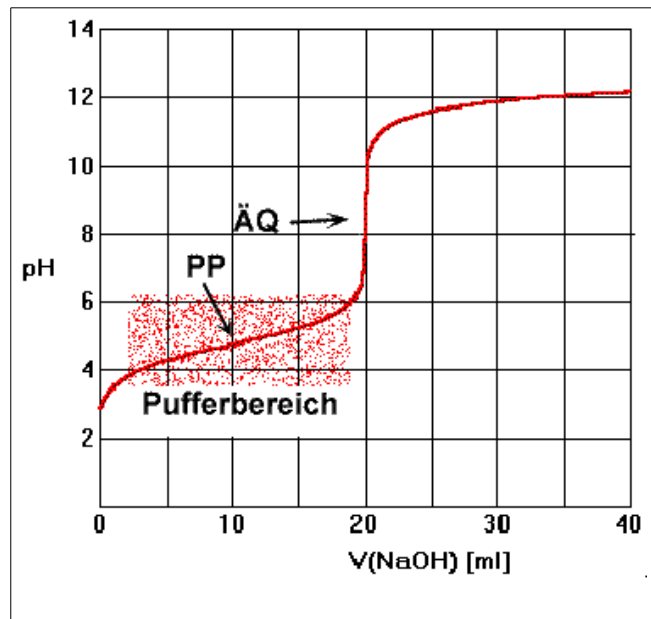
Bsp.: NaOH mit HCl

Am Äquivalenzpunkt ist die Lösung neutral



48.9.3 Titration einer schwachen Säure mit einer starken Base

Bsp.: $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ mit NaOH



48.9.3.1 Bemerkung

Solange noch nicht alle Essigsäure verbraucht ist, sind Essigsäure-Moleküle und Acetat-Ionen in der Lösung vorhanden. Es handelt sich um eine Pufferlösung. (pH-Wert mit Henderson-Hasselbalch berechnen) Beim Erreichen des Äquivalenzpunktes ist die gesamte Essigsäure exakt neutralisiert. Berechnen der Konzentration mit $c = n/v$

Und Berechnung des pH mit der Formel für schwache Basen. Im

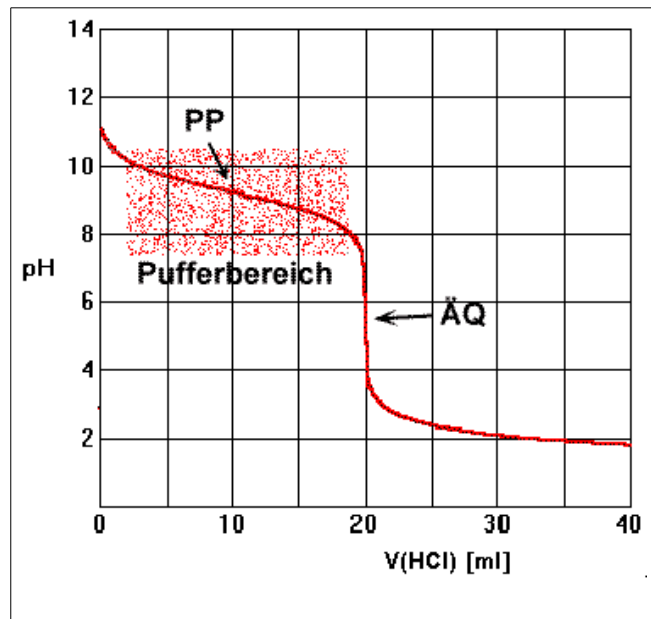
Vergleich zur Titration von Salzsäure liegen alle pH-Werte vor Erreichen des Äquivalenzpunktes höher und im Äquivalenzpunkt ist $\text{pH} > 7$. Der Bereich des steilen Anstiegs des pH-Wertes ist schmaler.

48.9.4 Titration einer schwachen Base mit einer starken Säure

Bsp.: NH_3 mit HCl

Bevor der Äquivalenzpunkt erreicht wird, haben wir eine Pufferlösung

=> Bei der Titration von schwachen Säuren mit starken Basen und bei der Titration von schwachen Basen mit starken Säuren gibt es eine Pufferlösung vor dem Erreichen des Äquivalenzpunktes.



48.9.5 Titration einer schwachen Säure mit einer schwachen Base

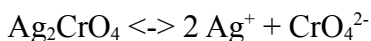
- > keinen steilen Anstieg für den pH-Wert
- > für diese Art Titration lässt sich keinen Indikator finden
- > keine Anwendung
- > Im Extremfall fast linearer Anstieg

49 LÖSLICHKEITSPRODUKT



49.1 Typisches Bsp.

bei 25°C lösen sich $7.8 * 10^{-5}$ mol Silberchromat in 1l Wasser. Wie gross ist das Löslichkeitsprodukt von Ag_2CrO_4 ?



Berechnung der Konzentration: $c(\text{Ag}^+) = 2 * c(\text{CrO}_4^{2-}) = 2 * 7.8 * 10^{-5} \text{ mol/l}$

49.1.1 Berechnung von L

$$L = c^2(\text{Ag}^+) * c(\text{CrO}_4^{2-}) = (2 * 7.8 * 10^{-5})^2 * 7.8 * 10^{-5} \text{ mol}^3/\text{l}^3 = 1.9 * 10^{-12} \text{ mol}^3 / \text{l}^3$$

49.1.2 Bemerkung

- 1.) Die Löslichkeit mancher Salze ist in Wasser grösser als nach den Löslichkeitsprodukten zu erwarten.
- 2.) Salz-Effekt: der Zusatz eines anderen Elektrolyten kann die Löslichkeit eines Salzes erhöhen.

49.2 Fällungsreaktionen

Das Produkt der Ionenkonzentrationen in der Lösung, so wie im Ausdruck des Löslichkeitsproduktes berechnet, ist das **Ionenprodukt** der Lösung. **Für eine gesättigte Lösung** ist das Ionenprodukt gleich **L**, es kann aber auch grösser oder kleiner sein, wenn die Lösung nicht im Gleichgewicht mit ungelöster Substanz ist:

49.2.1 Ionenprodukt ist kleiner als L

=> Die Lösung ist **nicht gesättigt**, weitere Substanz kann gelöst werden bis der Wert von L erreicht ist.

49.2.2 Ionenprodukt ist gleich L

=> Die Lösung ist **gesättigt**, sie steht mit ungelöster Substanz im Gleichgewicht.

49.2.3 Ionenprodukt ist grösser als L

Das Löslichkeitsprodukt ist überschritten, die Lösung ist **übersättigt**, es herrscht kein Gleichgewicht, es kommt zur **Fällung**, bis der Wert von L erreicht ist.

49.3 Komplexeleichgewichte

In einer Komplexverbindung (=Komplex) sind Liganden an ein Zentralatom koordiniert, d.h. angelagert. Das Zentralatom (oder Ion) wirkt als Lewis-Säure, es stammt häufig von einem Nebengruppenelement. Die Liganden können Anionen oder Moleküle sein, die als Lewis-Basen wirken, sie müssen über ein einsames Elektronenpaar verfügen. Hydratisierte Kationen in wässriger Lösung sind in der Regel als Komplexverbindungen anzusehen.

50 THERMODYNAMIK

Die Gesetze der Thermodynamik ermöglichen die Voraussage, ob eine bestimmte chemische Reaktion unter gegebenen Bedingung ablaufen kann. (Sie sagen allerdings nichts darüber aus, wie schnell die Reaktion ablaufen wird -> Kinetik)

50.1 Erhaltung der Energie

(E kann von einer Form in eine andere umgewandelt werden, sie kann aber weder erzeugt noch vernichtet werden)

50.2 Bei einer spontanen Zustandsänderung vergrosstert sich die Entropie

50.3 Zufuhr von Wärme erhöhet die molekulare Unordnung in einer Substanz.

Die Entropie einer Substanz nimmt mit der Temperatur zu. Die Entropie einer perfekten kristallinen Substanz beim absoluten Nullpunkt kann als Null angenommen werden.

50.4 Innere Energie U

ist die Summe aller möglichen Energieformen im System:

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

50.5 Enthalpie H

$H = U + pV$ und $\Delta H = H_2 - H_1$ (ΔH ist die Reaktionsenthalpie)

$\Delta H = \Delta U + p\Delta V$, gleiche Formel für Gase gibt: $\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$

50.6 Entropie S

Die Zunahme der Gesamtentropie kann als Kriterium für das freiwillige Ablaufen eines Vorgangs dienen. In dem Mass, wie spontane Vorgänge ablaufen, nimmt die Entropie des Universums ständig zu.

50.7 freie Enthalpie

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Wenn $\Delta G < 0$ läuft die Reaktion freiwillig ab

Wenn $\Delta G > 0$ ist das System im Gleichgewicht

Wenn $\Delta G = 0$ läuft die Reaktion nicht freiwillig ab

50.8 Gleichgewicht und freie Reaktionsenthalpie

Die freie Enthalpie G einer Substanz in einem beliebigen Zustand hängt mit der freien **Standard-Enthalpie G°** über folgende Gleichung zusammen: $G = G^\circ + RT \ln a$

Dabei ist a die Aktivität der Substanz, d.h. ihre effektive Konzentration. (die Aktivität eines reinen Feststoffes ist gleich 1, die eines idealen Gases ergibt sich aus dessen Partialdruck nach $a(\text{Gas}) = p(\text{Gas}) / (101.3 \text{ kPa})$ wenn p in kPa angegeben ist, und für ein gelösten Stoff entspricht die Aktivität seiner Stoffmengenkonzentration in mol/l. Für die Reaktion $aA + eE \rightleftharpoons xX + zZ$ ist die Reaktionsenthalpie: $\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{[a_x(X) \cdot a_z(Z)]}{[a_a(A) \cdot a_e(E)]}$ und im Gleichgewichtszustand ist $\Delta G = 0 \Rightarrow \Delta G^\circ = -RT \ln k$ d.h. $k = e^{-\Delta G^\circ / RT}$

50.8.1 Temperaturabhängigkeit von Gleichgewichtskonstanten:

$$\ln k_2/k_1 = \Delta H^\circ / R \cdot (1/T_1 - 1/T_2)$$

51 ELEKTROCHEMIE

51.1 Faraday Gesetz

$m = M / Z \cdot L / F$ (m : abgeschiedene Masse, L : Elektrizitätsmenge, F : Faraday-Konstante, und M / Z : die molare Aquivalenzmasse)

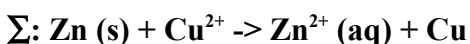
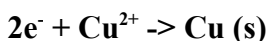
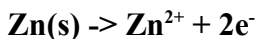
51.2 Elektrizitätsmenge L (in C)

$L = I \cdot t$ (Stromstärke I (in A); Zeit t (in s))

51.3 Galvanische Zelle

= Eine Zelle, die als elektrische Stromquelle dient.

Die Reaktion von Zink-Metall mit Kupfer II Ionen in wässriger Lösung ist ein Beispiel für eine spontane Reaktion, bei der Elektronen übertragen werden. Diese Reaktion kann ausgenützt werden um einen elektrischen Strom zu erzeugen: Daniell-Element:



Die Halbzelle auf der linken Seite besteht aus einer Zink Elektrode, die in einer ZnSO_4 Lösung taucht. Die rechte Halbzelle besteht aus einer Kupfer-Elektrode in einer CuSO_4 Lösung. Die beiden Halbzellen sind durch eine poröse Wand getrennt (verhindert Vermischung der Lösungen, ermöglicht Durchtritt von Ionen). Wenn die beiden Elektroden über einen Draht verbunden werden, fliesen e^- von der Zink-Metall Elektrode zur Kupfer-Elektrode. An der Zink-Elektrode wird Zink-Metall zu Zink-Ionen oxidiert. Die dabei entstehenden e^- verlassen die galvanische Zelle durch

diese Elektrode, die auch Anode genannt wird. An der Kupfer Elektrode bewirken diese e- die Reduktion von Kupfer II Ionen zu Kupfer Metall. Diese Elektrode wird auch Kathode genannt.

51.4 Elektromotorische Kraft (EMK)

= das elektrische Potential einer galvanischen Zelle. $\Delta G = -n \cdot F \cdot \Delta E$ (n: Anzahl Elektronen, F: Faraday Konstante, E: elektromotorische Kraft. Damit $\Delta G < 0$ muss $\Delta E > 0$ sein)

51.5 Elektrodenpotentiale

Je positiver / negativer das zugehörige Normalpotential, desto stärker oxidierend / reduzierend wirkt es.

51.5.1 Konzentrationsabhängigkeit des Potentials

Für die Reaktion $aA + eE \leftrightarrow xX + zZ$ ist die Reaktionsenthalpie:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \left[\frac{a^x(X) \cdot a^z(Z)}{a^a(A) \cdot a^e(E)} \right] \quad (a = \text{Aktivität})$$

51.6 Nernst-Gleichung

Mit der Nernst Gleichung kann die EMK einer beliebigen Zelle berechnet werden, wenn die beteiligten Stoffe nicht in ihren Standardzuständen vorliegen. Allg. Formel:

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \left(\frac{2.303 RT}{nF} \right) \log k$$

51.6.1 Nernst Gleichung für Halbreaktionen bei 25°C

$$E = E^\circ + \left(\frac{0.0592}{n} \right) \log \left(\frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]} \right) \text{ Volt}$$

Für [Ox] und [Red] die Aktivitäten der beteiligten Spezies einsetzen.

51.6.2 Formel für die Halbreaktion eines beliebigen Metalls

$$E \approx E^\circ + \left(\frac{0.0592}{n} \right) \log c(M^{n+}) \text{ Volt}$$

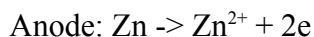
Reduktionspotentiale an denen H⁺ Ionen mitwirken sind pH abhängig, diese Tatsache kann zur pH-Wertmessung ausgenutzt werden -> potentiometrische pH-Bestimmung, pH-Meter.

51.7 Praktischer Gebrauch von Galvanischen-Zellen

Blei-Akku., Leclanché-Element, Ni-Cd-Zelle, Zn-HgO-Zelle. Als Taschenlampenbatterien benutzt man sogenannte Trockenelemente.

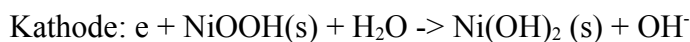
51.7.1 Leclanché-Element

Das **Leclanché-Element** besteht aus einem als Anode wirkenden Zinkbehalter, der mit einer feuchten Paste aus Ammoniumchlorid und Zinkchlorid gefüllt ist. Als Kathode dient ein Graphitstab der mit Mangan (IV)-oxid umhüllt ist. (1.25 bis 1.5 V.)

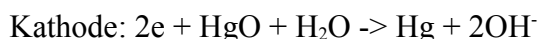


51.7.2 Nickel-Cadmium-Zelle

Die **Nickel-Cadmium-Zelle** kann ebenfalls wieder geladen werden (wie Blei-Akku). Potential von etwa 1.4 V.



51.7.3 Zn-HgO-Zelle



Einheit: **Volt = Joule/Coulomb**

51.8 Elektrolyse

Bei der Elektrolyse läuft der umgekehrte chemische Prozess ab (als bei einer galvanischen Zelle), dazu muss dem Potential der Zelle ein usseres Potential entgegengesetzt werden, das mindestens so gross ist, wie die elektromotorische Kraft der Zelle.

52 KOMPLEXE VERBINDUNGEN

- Metallatom /-ion = Zentralatom = Lewis-Säure (Ligand = Base: Gibt EEP)
- **Ladung** eines Komplexes ergibt sich aus d. Ladung d. einzelnen Liganden
- **stabilste** Komplexe aus Metall-Ionen mit hoher positiver Ladung
- an d. Bindungen in Komplexen d. Übergangsmetalle sind **d-Orbitale** d. Zentralatoms beteiligt
- Koordinationszahl 6 \rightarrow Oktaeder (alle 6 Bindungen gleichwertig)
- **einzähnige Liganden**: können mit Zentralatom jeweils nur eine Bindung eingehen.

52.1 Chelatkomplex

Zweizahnige Liganden bilden mit dem Zentralatom ringförmige Strukturen. Bevorzugt 5-oder 6gliedrige Ringe. Stabiler als Komplexe von einzähnigen Liganden (z.B.: EDTA)

53 Quellen

- Wikipedia: Bild Periodensystem: http://de.wikipedia.org/w/index.php?title=Datei:Periodic_table_german_4.svg&filetimestamp=20080912174116
- Wikipedia: Bild ATP: http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/e0/Molecule_atp.png
- Titrationskurven: <http://www.xlab-virtuell.de/sk/kurven/kurven.html>