

# AC Zusammenfassung

## Energie

**Satz von Hess:** Reaktionsenthalpie einer Reaktion konstant, unabhängig davon, ob sie in einem Schritt oder über Zwischenstufen abläuft!  
 $\Delta H^{\circ} = \sum \Delta H_f^{\circ}(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^{\circ}(\text{Reaktanten})$

**Dissoziationsenergie:** Energie, die zum Aufbrechen der Bindung eines 2-atomigen Moleküls benötigt wird. [kJ/mol] z.B.  $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl} + \text{Cl}$   
 Die Stärke einer Bindung in einem Molekül hängt von der Struktur des Gesamtmoleküls ab. Einfachbindung < Doppelbindung < Dreifachbindung

**Wärmekapazität C:** Menge Energie die benötigt wird um 1g Substanz um 1°C zu erwärmen [kJ/mol] oder [kJ/(mol\*Grad)]

**Phasenübergänge:**  
**Schmelzwärme**  $\Delta H_m$  (s  $\rightarrow$  f)  
**Verdampfungswärme**  $\Delta H_b$  (f  $\rightarrow$  s)  
**Sublimationswärme**  $\Delta H_{sb}$  (s  $\rightarrow$  g)  
 Gas  $\rightarrow$  Flüssigkeit = Kondensation  
 Gas  $\rightarrow$  Feststoff = Resublimation

**Hydrationsenthalpie:** auflösen/hydratisieren der Ionen (g) in Wasser; hängt von der Konzentration der entstehenden Lösung ab; Betrag zeigt die Stärke der Anziehungskräfte zwischen den Ionen und den Wasser-Molekülen an

**Lösungsenthalpie:** auflösen in irgendwas; abgegebene oder aufgenommene Wärmemenge; von der Konzentration der erhaltenen Lösung abhängig

**Wechselwirkung zw. 2 elektrischen Ladungen:** Energie =  $(k \cdot Q_1 + Q_2) / d$   
 $k = 8.99 \cdot 10^9 \text{ Jm/c}^2$ ; d: in m; Q: in Coulomb

## Thermodynamik

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

- Erhaltung der Energie** (E kann von einer Form in eine andere umgewandelt werden, sie kann aber weder erzeugt noch vernichtet werden)
- Bei einer spontanen Zustandsänderung vergrößert sich die Entropie S**
- Zufuhr von Wärme erhöht 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.

**Reaktionsenergie** (geschlossenes Gefäß):  $\Delta U = U_2 - U_1 = Q - W$  (Q = Wärme, W = Arbeit)

**Innere Energie U:** ist die Summe aller möglichen Energieformen im System;  $U_1$  = Summe IE (=innere Energie) Reaktanden;  $U_2$  = Summe IE Produkte

$\Delta U$  positiv: Energie wird aufgenommen

$\Delta U$  negativ: Energie wird abgegeben

**Standard-Reaktionsenergie:**  $\Delta U^{\circ} = \Delta H^{\circ} - \Delta nRT$

**Enthalpie H:**  $H = U + pV$  und  $\Delta H = H_2 - H_1$  = Reaktionsenthalpie

**Standard-Bildungsenthalpie  $\Delta H^{\circ}$ :** Normbedingungen = 25°C ; 101.3kPa = 1.013bar

**Reaktionsenthalpie  $\Delta H$**  = Reaktionswärme (offenes Gefäß) = Enthalpieänderung

$\Delta H = \Delta U + p\Delta V$  für Gase:  $\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$

Diese Energie kommt aus den Bindungen (Aufbrechen der Bindung)

$\Delta H > 0$ : endotherm; spontane Reaktion; Zufuhr von Wärme um Bind. zu brechen, mehr Moleküle entstehen, Entropie steigt  $\Delta S > 0$ ; Energie Reaktand < Energie Produkt

$\Delta H < 0$ : exotherm; nicht spontane Reaktion; Bindungen entstehen, Reaktionswärme wird frei; Entropie sinkt  $\Delta S < 0$ ; Energie R > Energie P

freiwillig = spontan  $\neq$  sofort

Werden die Koeffizienten einer Gleichung mit einem Faktor multipliziert, wird auch der Wert von  $\Delta H$  mit diesem multipliziert.

**Wie gross ist die Verdampfungsenergie des Wassers?  $\Delta H = ?$**

a)  $\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$   $\Delta H = -285 \text{ kJ/mol}$

b)  $\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$   $\Delta H = -243 \text{ kJ/mol}$

lsg.  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$   $\Delta H = ? \rightarrow -243 + 285 = 42 \text{ kJ/mol}$  (muss „+“ sein)

**Entropie S:** Mass für die Unordnung in einem System. 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. Die Entropie einer perfekt kristallinen Substanz bei T = 0 ist Null.

**Freie Enthalpie G:**  $G = H - TS$

**Freie Reaktionsenthalpie  $\Delta G$ :**  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

Bei einer Reaktion wird ein Energieminimum angestrebt: Wenn System Energie an Umgebung abgibt ist  $\Delta H$  negativ; er trägt zu einem negativen Wert für  $\Delta G$  bei.

Bei einer Reaktion wird ein Max an Unordnung angestrebt:  $\Delta S$  pos, d.h. Zunahme der Unord. Im System, trägt wegen  $-T\Delta S$  zu einem negativen Wert für  $\Delta G$  bei.

**Vorzeicheneinfluss von  $\Delta H$  und  $\Delta S$  auf freiwilliger Reaktionsablauf**

$\Delta H$	$\Delta S$	$\Delta G$	Reaktion läuft
-	+	-	stets freiwillig ab (exergonisch)
+	-	+	nicht freiwillig ab (endergonisch)
-	-	- / +	bei niedrigen T freiwillig, bei hohen T nicht
+	+	+ / -	bei hohen T freiwillig, bei niedrigen T nicht
0	0	0	Reaktion im Gleichgewicht

**Gleichgewicht und freie Reaktionsenthalpie:** Die freie Enthalpie G einer Substanz in einem beliebigen Zustand hängt mit der freien Standard-Enthalpie  $G^{\circ}$  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 (a = 1), die eines idealen Gases ergibt sich aus dessen Partialdruck nach a (Gas) = p(Gas) / 101.3 kPa, wenn p in kPa angegeben ist. Für ein gelösten Stoff entspricht die Aktivität seiner Stoffmengenkonzentration in mol/L.

Für die Reaktion  $aA + eE \rightleftharpoons xX + zZ$  ist die Reaktionsenthalpie  $\Delta G = \Delta G^{\circ} + RT \ln \left[ \frac{a^x(X) \cdot a^z(Z)}{a^a(A) \cdot a^e(E)} \right]$  und im Gleichgewichtszustand ist  $\Delta G^{\circ} = -RT \ln K$ , d.h.  $K = e^{-\Delta G^{\circ}/RT}$

**Temperaturabhängigkeit von Gleichgewichtskonst.:**  $\ln K_2/K_1 = (\Delta H^{\circ}/R) \cdot (1/T_1 - 1/T_2)$  quantitativer Ausdruck für das Prinzip des kleinsten Zwanges.

## Elektromagnetische Strahlung

Licht in Wellenlänge  $\lambda$  [nm] (1 nm =  $1 \cdot 10^{-9}$  m)

Licht in Frequenz  $\nu$  (1 Hz =  $1 \text{ s}^{-1}$ )  $\nu = c/\lambda$ ; Anz. Wellen, die an geg. Ort in 1s vorbeikommen

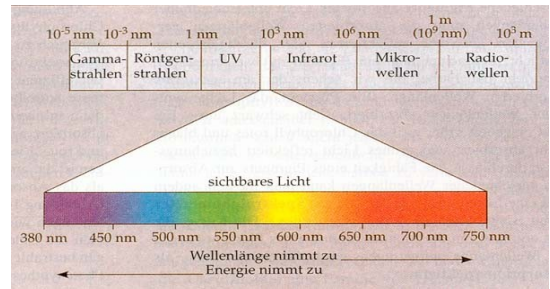
**Ausbreitungsgeschwindigkeit = Lichtgeschwindigkeit c** =  $2.99792458 \cdot 10^8 \text{ m/s}$

**Planck-Beziehung:**  $E = h \cdot \nu$  (E = Energiebetrag eines Quants; h = Planck-Konst. =  $6.626 \cdot 10^{-34} \text{ J*s}$ ); Quant: Teilchen, dass sich mit Lichtgeschwindigkeit fortbewegt = Photon

Doppelbindungen sind verantwortlich dafür, dass ein Teil des Lichts absorbiert wird.

Restfarbe = reflektierter Teil des Lichts = die Farbe, die wir sehen.

**Elektromagnet. Spektrum:** Übergangsmetallkomplex wird angeregt (höheres Orbital)



## Periodensystem - Elektronenstruktur

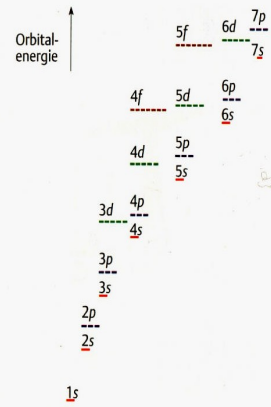
**Elektronenkonfiguration = Orbitalbesetzung**

**Orbitalaufbauprinzip:**  $s < p < d < f$

Mit steigender E-zahl der Elemente werden die möglichen Zustände ihrer Energie entsprechend bei den niedrigen Energien beginnend besetzt. Dabei werden die Orbitale gleicher Energie zuerst einfach, dann doppelt belegt.

Die Schalen werden in folgender Reihenfolge besetzt:

- 1s (1. Periode)
- 2s 2p (2. Periode)
- 3s 3p (3. Periode)
- 4s 3d 4p (4. Periode)
- 5s 4d 5p (5. Periode)
- 6s 4f 5d 6p (6. Periode)
- 7s 5f 6d ... (7. Periode)



**Molekülgeometrie: VSEPR:** Ve-paar-Abstossungs-Theorie (auch lone pairs berück.)

2e: linear (180°) - sp - (BeCl<sub>2</sub>)

3e: trigonal-planar (120°) - sp<sup>2</sup> - (BF<sub>3</sub>)

4e: tetraedisch - sp<sup>3</sup> - (CH<sub>4</sub>); trigonal-pyramidal (NH<sub>3</sub>); gewinkelt (H<sub>2</sub>O)

5e: trigonal-bipyramidal - dsp<sup>3</sup> - (eep äquatorial) (PF<sub>5</sub>)

6e: oktaedrisch - d<sup>2</sup>sp<sup>3</sup>; quadratische Pyramide; quadratisch-planar (SF<sub>6</sub>)

**Hybridorbitale:** sp, sp<sup>2</sup>, sp<sup>3</sup> (Hybridisierung nur bei Orbitalen ähnlicher Energie)

Kohlenstoff: Diamant sp<sup>3</sup>

Graphit: sp<sup>2</sup>  $\pi$ -Bindungen, einfacher trennbar

**Hauptgruppenelemente:** Metalle, Nichtmetalle, dia- oder paramagnetisch, ihre Verbindungen jedoch überwiegend diamagnet. und farblos; Anz. Ve = Hauptgruppennummer; die chem. Eigenschaften von Ve beherrscht. Nur die Ve sind an chem. Reaktionen beteiligt. **Edelgase:** farblose Gase aus Einzelatomen, diamagnetisch, chem. fast nicht reaktionswill.

**Übergangsmetalle:** Nebengruppenelemente, chem. Eigenschaften hängen von den e der beiden äussersten Schalen ab, meistens paramagnetisch, ihre Verbindungen sind paramagnetisch und farbig

**Alkalimetalle:** Hauptgruppe I exkl. H, Fr;  $\uparrow$  Entzünd.temp/Schmelz-/Sdpkt/Härte nimmt ab; Atommasse m/Heftigkeit d. Reaktion mit H<sub>2</sub>O nimmt zu

2 Alkalimetall + 2 H<sub>2</sub>O  $\rightarrow$  2 Alkali-OH + H<sub>2</sub> (Laugen = Alkalimetallhydroxide)

**Erdalkalimetalle:** Hauptgruppe II;  $\uparrow$  Atommasse/Heftigkeit d. Reaktion mit H<sub>2</sub>O nimmt zu

Erdalkalimetall (x) + 2 H<sub>2</sub>O  $\rightarrow$  x(OH)<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>

**Halogenide:** Hauptgruppe VII;  $\uparrow$  Siedetemperatur/Dichte nimmt zu

Halogene + Metalle  $\rightarrow$  Halogenide (exotherm); Abnahme Bind.bestreben von Cl zu I

Halogene + H  $\rightarrow$  HalogenH (H<sub>2</sub> + Cl<sub>2</sub>  $\rightarrow$  2 HCl); Abnahme Bind.bestreben von F zu I

Alle wässrigen Halogenidlösungen leiten den elektrischen Strom.

**Silberhalogenide:** Silbersalzlösung ist ein Reagenz aus Chloride, Bromide und Iodide. Es entsteht ein Niederschlag des entsprechenden schwerlös. Silberhalogenids (AgCl, AgBr, AgI...). Silberhalogenide sind lichtempfindliche Substanzen  $\rightarrow$  fotochemische Reaktionen  $\rightarrow$  AgCl, AgBr in Fotografie eingesetzt.

**Atomgrösse (Ionisierungsenergie gerade umgekehrt)**

Kation < Element < Anion

## Bindungen

**Ionen-Bindung = Salze:** die elektrostatische Anziehung hält die entgegengesetzt geladenen Ionen zusammen. Die gesamte Ladung der Kationen muss mit der gesamten Ladung der Anionen dem Betrag nach übereinstimmen.

**Salze = Salzbildner:** Ionenverbindungen aus Halogenen + Metallionen  $\rightarrow$  Salze; Reaktionen von Nichtmetallen + Metallen; auch Oxide und Sulfide sind Salze; Benennung: zuerst Metall + Stammsilber Nichtmetall + id

Salze haben hohe Schmelztemperaturen  $\rightarrow$  starke Anziehungskräfte im Gitter. Salzschnmelzen und wässrige Salzlösungen leiten den Strom. Salzkristalle sind hart und spröde. Anziehungskräfte sind umso grösser, je geringer der Abstand zw. den Lad.schwerpunkten (Kerne) und je grösser deren Ladung.

**Ionisierungsenergie (Ionisationsenthalpie) I:** Energie die nötig ist um 1 e<sup>-</sup> aus der letzten Schale zu entfernen. Je näher die e<sup>-</sup> am Atomkern, desto kleiner ihre Energie und desto mehr Energie muss für deren Abspaltung aufgewendet werden. A (g) - e<sup>-</sup> = A<sup>+</sup> (g) (Verlust eines e<sup>-</sup>); (He = grösste Energie; bei Metallen grösser als bei Nichtmetallen) s. Kapitel Periodensystem

**Elektronenaffinität E:** Energie die nötig ist um 1 e<sup>-</sup> aufzunehmen. A (g) + e<sup>-</sup> = A<sup>-</sup> (g) (Gewinn eines e<sup>-</sup>). Teilchen ab 3. Gruppe haben d-Orbital  $\rightarrow$  Oktettregel aufgehoben

**Gitterenergie  $\Delta H_{Gitter}$ :** Energie die freigesetzt wird, wenn aus isolierten Ionen ein Ionengitter entsteht. Um ein Ionengitter aufzulösen muss gegen die Anziehungskräfte Arbeit verrichtet werden, also Energie zugeführt werden.

A<sup>+</sup> + B<sup>-</sup> (beide als Gase) = A-B (fest)

$\Delta H_{Gitter}$  negativ: Energie die bei der Bildung des Kristalls frei wird

$\Delta H_{Gitter}$  positiv: Energie die zur Zerlegung des Kristalls aufgewendet wird

Ladung der Ionen  $\sim$  Gitterenergie (proportional)  $\rightarrow$  hohe Ladung = hohe Gitterenergie

Grösser der Ionen  $\sim$  1/Gitterenergie  $\rightarrow$  kleine Ionen = grosse Gitterenergie

**Born-Haber-Zyklus:**  $\Delta H_f^{\circ} = \Delta H_{sub} + \Delta H_{Diss} + \Delta H_{ion} + \Delta H_{Ea} + \Delta H_{Gitter}$

**Nomenklatur von Ionenverbindungen**

Oxid	O <sup>2-</sup>	Hypochlorit	OCl <sup>-</sup>	Chlorat	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Carbonat	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
Sulfid	S <sup>2-</sup>	Chlorat	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Sulfat	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Arsenat	AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
Nitrid	N <sup>3-</sup>	Perchlorat	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Sulfit	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Oxalat	C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
Peroxid	O <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	Nitrat	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Phosphat	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Permanganat	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
Hydroxid	OH <sup>-</sup>	Nitrit	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Chromat	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>		
Cyanid	CN <sup>-</sup>	Acetat	CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Dichromat	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	Tetramethyl-	
Amonium	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Phosphonium	PH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Oxonium	OH <sub>3</sub> <sup>+</sup>	ammonium	N(CH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> <sup>+</sup>

## Kovalente Bindung:

Atome teilen sich gemeinsam Elektronen (*Nichtmetalle*).  
Zwei Atome können über mehr als ein gemeinsames e-Paar verfügen: **Mehrfachbindung**.  
**Anzahl der Bindungs-e** = 2\*Anz. H-Atome + 8\*Anz. übrige Atome – Gesamtzahl der Ve

**Polarisation:** Eine rein kovalente Bindung gibt es nur zw Atomen des gleichen Elements. Sonst ist die Bindung eine polare kovalente Bindung (eine Bindung mit einem pos und einem neg Pol → partielle Ladungen).

**Polarität:** EN-Unterschied: je grösser, desto polarer

≈ 1 ⇒ polare Bindung

< 1 ⇒ kovalente Bindung

> 1 ⇒ ionische Bindung

**Dipolmoment  $\mu$ :**  $\mu = q \cdot d$  [D]; 1 D = 3.338 \* 10<sup>-30</sup> Cm

**Elektronegativität:** Mass für die Fähigkeit eines Atoms, die e in einem Molekül an sich zu ziehen. Eine polare kovalente Bindung ist immer stärker (energetisch günstiger) als eine unpolare Bindung zw den gleichen Atomen wäre. Differenz der EN zeigt das Ausmass der **Polarität** der kovalenten Bindung an. Kleine Diff. = weitgehend unpolare Bindung. Grössere Diff = polare Bindung, mit der partiell neg Ladung am Atom mit der grösseren EN.

EN nimmt von links nach rechts in einer Periode und von unten nach oben in einer Gruppe zu. Fr = elektropositivstes Element; F = elektronegativstes Element.

**Metall-Atome** geben gerne e ab → kleine EN; je kleiner ihre EN, umso grösser ihre Reaktivität gegenüber Nichtmetall-Atomen.

**Nichtmetall-Atome** tendieren zur Aufnahme von e, sind umso reaktiver, je höher ihre EN

**Formalladung:** Berechnung indem die Bindungselektronenpaare zu gleichen Teilen zw den gebundenen Atomen aufgeteilt werden und mit der Zahl der Ve verglichen wird, die es als neutrales Atom haben würde. Die Summe der Formalladungen aller Atome entspricht der Ladung des Gesamteilchens. Die Ionenladung ist zusätzlich anzugeben. In **Lewis-Formeln** sollten möglichst wenige Atome eine Formalladung haben und diese sollte möglichst klein sein. Atome, die aneinander gebunden sind, sollte keine Formalladung des gleichen Vorzeichens haben.

## Metallische Bindung:

bei Metallen und Legierungen. Zahlreiche Atome sind zusammengefügt; jedes davon trägt mit einem oder mehreren AussenElektronen zu einem „Elektronengas“ (delokal. e) bei.

Metall + Schwefel → Sulfide	(exotherm, Energieabgabe)
Sulfide → Metall + Schwefel	(endotherm, Energieaufnahme)
Metall + O <sub>2</sub> = Metalloxide	(meist exotherm)
Nichtmetalloxide + Wasser → saure Lösungen	
Metalloxide + Wasser → alkalische Lösungen	

Metalle, die grosses Bindungsbestreben zu O<sub>2</sub> haben = unedle Metalle; Rest Edelmetalle

## Anziehungskräfte

Je grösser die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen sind, desto höher die Siedetemperatur des Stoffes.

**Van-der-Waals:** schwache Anziehungskräfte zw. Edelgasatomen und unpolaren Molekülen. Dort herrscht eine nicht immer völlig symmetrische Verteilung der e in der Hülle (→ für kurze Zeit schwache Dipole; wirken auf die Hüllen benachbarter Teilchen ein und polarisieren die ebenfalls). Diese Kräfte nehmen mit zunehmender e-Zahl zu. Bei gleicher e-Zahl nehmen sie mit den Teilchenoberfläche zu.

**H-Brücken:** zw. den Partialladung + und - eines Nachbarmoleküls besteht eine starke WW. Die sich dadurch ergebenden grossen zw.molekularen Kräfte → H-Brücken. N O F + H; ⇒ Polarität/Stärke der H-Brücke nimmt zu; bewirken hohe Siedetemp., Schmelztemp., Verdampfungs-, Schmelzenthalpien und Viskositäten. Zur Spaltung einer H-Brücke ist eine viel kleinere Energie erforderlich als zur Spaltung einer Atombindung.

ZB. H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> hat mehr Mögl. Für H-Brücken → höhere Siedepunkt

**Viskosität:** ein Mass für die Zähflüssigkeit einer Flüssigkeit → je höher die Viskosität, desto zähflüssiger. N\*s/m<sup>2</sup>

**Intermolekulare Anz.kräfte:** Dipol-Dipol-Kräfte zw. Polaren Molekülen. Sie werden durch die elektrostatische WW zw. den neg und pos Pole der Dipole hervorgerufen.

## Löslichkeit/Lösungen

= die max Stoffmenge, die bei gegebener Temp. und gegebenem Lösungsmittel unter Bildung eines stabilen Systems in einer bestimmten Menge der Lösung enthalten sein kann.

**Faktoren:** Gitterenergie, Solvationsenthalpie, Sovens-Solvens-WW, Temp./Druck, Struktur (eg. OH-Gruppen), Reaktivität (eg. gegenüber H<sup>+</sup>), Temp: T ↑ → ↑ für Salze (meistens); ↓ für Gase; Druck: p ↑ → ↑ für Gase (Taucher), -H-Brücken

**Gitterenergie wichtiger als Solvationsenthalpie:** das Salz löst sich nicht im Wasser

**Mehr H-Brücken zw kleinen Alkoholen und Wasser:** bessere Löslichkeit

**Sehr gut in H<sub>2</sub>O löslich:** Na-Salze, Acetat-Salze, Chlorate, NO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COO; gut: Li<sup>+</sup>, Na<sup>+</sup>, K<sup>+</sup>

**Praktisch nicht in Wasser löslich:** Phosphate PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, S<sup>2-</sup>, OH<sup>-</sup>

**Solvation:** Verwendung anderer Lösungsmittel als Wasser

**Wasser ist ein gutes Lösungsmittel für viele Salze!**

**Hydratisierte Ionen:** gelöste Ionen sind von einer Hülle aus H<sub>2</sub>O-Molekülen umgeben → Hydrathülle. Beim Lösen eines Salzes entstehen hydratisierte Ionen. zB Na<sup>+</sup> (aq), Cl<sup>-</sup> (aq).

**Alkalimetallhalogenide** bilden keine Hydrate. Ausnahme: Li-Halogenide. Grund: Hydrathülle kann beim auskristallisieren nicht festgehalten werden. Aber: je kleiner ein Ion und je grösser seine Ladung, desto stärker werden die Dipolmoleküle des Wassers festgehalten. So lässt sich zB aus AlCl<sub>3</sub>·6H<sub>2</sub>O (Hydrat) durch Erhitzen kein wasserfreies AlCl<sub>3</sub> herstellen.

Auch an **Dipolmoleküle** mit stark polaren Bindungen können sich Wassermoleküle anlagern. Aus diesem Grund sind viele molekulare Stoffe wasserlöslich zB. Zucker, Harnstoff.

**Henry-Dalton-Gesetz:**  $c = K \cdot p$  (c = Konzentration; K = Konstante; p = Partialdruck); nur von verdünnten Lösungen bei niedrigerem Druck gut erfüllt

**Le Chatelier Prinzip:** Prinzip des kleinsten Zwanges: Ein im Gleichgewicht befindliches System weicht einem Zwang (Temp., Druck) aus. Es stellt sich ein neues Gleichgewicht ein.

**Viele Lösungsvorgänge verlaufen exotherm!** → Hydratationsenergie > Gitterenergie; Hydratationsminus Gitterenergie = Lösungswärme.

Gitterenergie >> Hydratationsenergie → Salze a.o. geringe Löslichkeit

## Konzentration von Lösungen:

**Konzentration:** Menge eines gelösten Stoffes in einem bestimmten V einer Lösung

**gesättigte Lösung:** ihre Konz. entspricht der Löslichkeit des betreffenden Stoffes

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

Massenanteil:  $w(X) = m(X) / m(\text{Lösung})$

Stoffmengenanteil:  $x(A) = n(A) / [n(A) + n(B) + n(C) + \dots]$

Stoffmengenkonz.:  $c(X) = n(X) / V(\text{Lösung})$  [mol/L];  $n = c_1 \cdot V_1$ ;  $c_2 = n/V_2 = (c_1 \cdot V_1) / V_2$

Volumen:  $V = m / d$ ; (d = Dichte)

Molalität:  $b = \text{mol gelöster Stoff} / \text{kg Lösungsmittel} = M = m / b$

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

Volumenkonz.:  $\sigma(X) = V(X) / V(\text{Lösung})$

Volumenanteil:  $\varphi(X) = V(A) / [V(A) + V(B) + V(C) + \dots]$

[m = g, M = g/mol, n = mol, x = -, c = mol/L]

**Raoult-Gesetz:** Gesamtdampfdruck der Lösung:

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

Partialdrücke von A und B:

$$p(A) = x(A) + p_0(A)$$

$$p(B) = x(B) + p_0(B)$$

(p<sup>0</sup> = Dampfdruck des reinen Stoffes)

Dampfdruck einer verdünnten Lsg. eines nichtflüchtigen Stoffes B im Lös.mittel A:

$$p = x(A) + p^0(A); x(A) + x(B) = 1$$

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

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

**Siedepunkterhöhung:**  $\Delta T_s = E_s \cdot b$ ; E<sub>s</sub> = molale Siedepunkterhöhung;  $\Delta T_s \sim c$

**Gefrierpunktserniedrigung:**  $\Delta T_f = E_f \cdot b$

**Schmelz-/Gefrierpunkt:** kann mit Salzen herabgesetzt werden. CaCl<sub>2</sub> besser geeignet als NaCl, da CaCl<sub>2</sub> aus 3 Teilen besteht, NaCl nur aus 2 → osmotischer Druck

**Siedepunkt:** wenn Druck P von Fl.keit auf Atmosphäre > als der Atmosphärendruck von aussen

**Vakuum:** erniedrigt den Siedepunkt.

**Osmotischer Druck:**  $\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$ ;  $\pi = \text{osm. Druck} = c \cdot R \cdot T$

**physiologische Kochsalz-Lösung:** 0.95 NaCl in 100g H<sub>2</sub>O

**Elektrolyt:** Stoff, dessen wässrige Lösung den elektrischen Strom besser leitet als Wasser (schwache E.: schwache Säuren u. H<sub>2</sub>O: CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub>H, HNO<sub>3</sub>, HF; starke E.: starke Säuren: HClO<sub>4</sub>, HClO<sub>3</sub>, HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)

Viele **Metallhydroxide** sind in Wasser schwerlöslich. Durch Bildung geeigneter Komplexe kann ihre Ausfällung verhindert werden. Hydroxide, die wie Zn(OH)<sub>2</sub> und Al(OH)<sub>3</sub> sowohl mit Säuren wie mit Basen in Lösung gehen können, nennt man **amphotere Hydroxide**.

## Löslichkeitsprodukt

$A_x X_n \rightleftharpoons x A^{n+} + n X^{m-}$ ;  $L = c^0(A^{n+}) \cdot c^0(X^{m-})$ : quantitative Aussage über die Löslichkeit einer Verbind.

**Typ. Bsp.:** bei 25°C lösen sich 7.8\*10<sup>-5</sup> mol Silberchromat in 1L Wasser. Wie gross ist das Löslichkeitsprodukt von Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>?

Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> ⇌ 2 Ag<sup>+</sup> + CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup>

Berechnung der Konzentration: c(Ag<sup>+</sup>) = 2 \* c(CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup>) = 2 \* 7.8\*10<sup>-5</sup> mol/L

Berechnung von L: L = c<sup>0</sup>(Ag<sup>+</sup>) \* c<sup>0</sup>(CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup>) = (2\*7.8\*10<sup>-5</sup>)<sup>2</sup> \* 7.8\*10<sup>-5</sup> mol<sup>3</sup>/L<sup>3</sup> = 1.9\*10<sup>-12</sup> mol<sup>3</sup>/L<sup>3</sup>

**Bem.:** 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.

**Fällungsreaktionen:** das Produkt der Ionenkonzentrationen in der Lösung, so wie im Ausdruck des Löslichkeitsproduktes berechnet, ist das **Ionenprodukt** der Lösung.

Ionenprodukt < L: die Lösung ist *nicht gesättigt*, weitere Substanz kann gelöst werden

bis der Wert von L erreicht ist

Ionenprodukt = L: die Lösung ist *gesättigt*, sie steht mit ungelöster Substanz im Gw

Ionenprodukt > L: das Löslichkeitsprodukt ist überschritten, die Löslichkeit *übersättigt*, es herrscht kein Gw, es kommt zur *Fällung*, bis der Wert von L erreicht

geht um nichtlösliche Substanzen z.B. Silbernitrate Ag(NO<sub>3</sub>) + NaCl → AgCl (s) + Na(NO<sub>3</sub>)

## Kinetik (Aussagen über Geschwindigkeit einer Reaktion)

Reaktionskette kann nicht schneller sein als der langsamste Schritt.

**Reaktionsgeschwindigkeit v:** Konzentrationsabnahme eines Reaktanden oder Konzentrationszunahme eines Reaktionsproduktes; Mass für Konzentrationsänderung. Sie ist temperaturabhängig. k = Geschwindigkeitskonstante. A<sub>2</sub> + X<sub>2</sub> → 2 AX : v(AX) = dc(AX) / dt

**Reakt. 1. Ord:** Bsp. 2 N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> → 4 NO<sub>2</sub> + O<sub>2</sub>, v(N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>) = k \* c(N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>)

$v(A) = k \cdot c(A)$ ; Zeitabhängigkeit:  $c(A) = c_0(A) \cdot e^{-kt}$ ;  $t_{1/2} = 1/k \cdot \ln 2 = 0.693/k$

**Reakt. 2. Ord:** Bsp. NO<sub>2</sub> + 2 HCl → NO + H<sub>2</sub>O + Cl<sub>2</sub>, v(NO<sub>2</sub>) = k \* c(NO<sub>2</sub>) \* c(HCl)

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

Zeitabhängigkeit:  $1/c(A) = k \cdot t + 1/c_0(A)$ ;  $t_{1/2} = 1/(k \cdot c_0(A))$

**Arrhenius-Gleich.:**  $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$  (A=Konstante, E<sub>a</sub>=Akt.energie, R=ideale Gaskonst, T=abs Temp)

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

→ E<sub>a</sub> = R \* [(T<sub>1</sub>·T<sub>2</sub>)/(T<sub>2</sub>-T<sub>1</sub>)] \* ln(k<sub>2</sub>/k<sub>1</sub>)

**Katalysator:** Stoff, dessen Anwesenheit die Geschwindigkeit einer Reaktion erhöht, ohne dabei verbraucht zu werden. Kann nach der Reaktion zurückerhalten werden. Er erniedrigt die Aktivierungsenergie einer Reaktion und erzielt so eine höhere Reaktionsgeschwindigkeit. Kann nur Reaktionen mit ΔG < 0 beschleunigen. Biologisch: Enzyme, Zersetzung von N<sub>2</sub>O mit Chlor als Kat.: Cl<sub>2</sub> → 2Cl (g) dann N<sub>2</sub>O (g) + Cl (g) → N<sub>2</sub> (g) + ClO 2x, dann 2ClO → Cl<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> Total: 2 N<sub>2</sub>O (g) - (Cl<sub>2</sub>) → 2N<sub>2</sub> + O<sub>2</sub>

**Unkatalysierte Reaktion:** A + X → AX

**Katalysierte Reaktion:** A + Kat → A Kat oder A Kat + X → AX + Kat

**homogene Katalyse:** Kat in der gleichen Phase wie Reaktand anwesend z.B. N<sub>2</sub>O-Zersetzung mit Cl<sub>2</sub> oder Au als Kat

**heterogene Katalyse:** Kat und Reaktanden liegen in verschiedenen Phasen vor. Kat i.d.R. fest und die R-Moleküle werden an seiner Oberfläche adsorbiert. z.B. Aktivkohle in Gasmasken, Reinigung Autoabgase 2 CO + 2 NO → (Pd) 2 CO<sub>2</sub> + N<sub>2</sub>

## Gleichgewichte

**Chemisches Gleichgewicht:** Zwei entgegengesetzte Vorgänge laufen gleich schnell ab.

Aussagen über Konz.verhältnisse im Gleichgewichtszustand durch K feststellbar.

**Allg. Formulierung des Massenwirkungsgesetzes:** aA + eE ⇌ xX + zZ; Aussage über Richtung der Reaktion.

**Gleichgewichtskonstante K<sub>c</sub>:**  $K = [c^0(X) \cdot c^0(Z)] / [c^0(A) \cdot c^0(E)]$  K = [L/mol]; c = [mol/L]

**Gleichgewichtskonstante K<sub>p</sub>:**  $K = [p^0(X) \cdot p^0(Z)] / [p^0(A) \cdot p^0(E)]$ ; aA(g) + eE(g) ⇌ xX(g) + zZ(g)

**Reaktionsquotienten Q:**  $Q = [c^0(X) \cdot c^0(Z)] / [c^0(A) \cdot c^0(E)]$ ; Q ≠ K → kein Gleichgewicht

Q < K, Reaktion läuft von links nach rechts ab (endotherm, T+ gibt grösseres K)

Q = K, System befindet sich im Gleichgewicht (exotherm)

Q > K, Reaktion läuft von rechts nach links ab

**Katalysator:** Die Anwesenheit eines Kat hat keinerlei Einfluss auf das Gleichgewicht, da er die Hin- und Rückreaktion gleichermaßen begünstigt.

## Redox-Reaktionen

**Oxidationsmittel** (gewinnt e), **Reduktionsmittel** (gibt e) Bsp. 2 Fe<sup>3+</sup> + S<sup>2-</sup> → 2 Fe<sup>2+</sup> + S

**Oxidation:** Erhöhung der Ox.zahl eines Atoms; Entzug von Elektronen

**Reduktion:** Verminderung der Ox.zahl eines Atoms; Gewinn von Elektronen

**Oxidationszahlen:** römische Zahlen; Regeln:

1) Ein einzelnes Atom oder ein Atom in einem Element hat die Ox.zahl Null.

2) Die Ox.zahl eines 1atomigen Ions = seiner Ionenladung.

3) Die Summe der Ox.zahlen aller Atome eines mehratomigen Ions = Ladung des Ions. Die Summe der Ox.zahlen aller Atome eines Moleküls (mehratomiges „Ion“ mit Lad. Null) = Null.

4) Fluor hat in allen Verbindungen die Ox.zahl -1.

5) O, hat meistens die Ox.zahl -II. Ausnahme: wenn O-Atome miteinander verbunden sind: Peroxid-Ion [O-O]<sup>2-</sup> hat jedes O -I; Hyperoxid-Ion O<sub>2</sub> hat jedes O -½; im OF hat O +II.

6) H hat in Verbind. Mit Nichtmetallen die Ox.zahl +I. In Metallhydriden (z.B. LiH, MgH<sub>2</sub>) -I.

7) In Verbindungen der Nichtmetalle ist die Ox.zahl des elektronegativeren Elements negativ und entspricht der Ionenladung, die für Ionenverbindungen dieses Elements gilt. Im PCl<sub>3</sub> hat Chlor z.B. -I.

8) Die höchstmögliche Ox.zahl eines Elements = Gruppennummer im PSE

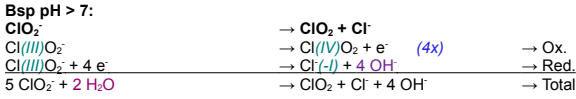
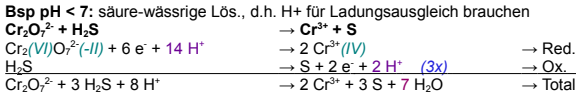
**Reaktion:** 1) Die 2 Halbreaktionen festlegen (Red., Ox.) und Ox.zahlen bestimmen

2) Ladungsausgleich überprüfen:

pH < 7 (Überschuss an H<sup>+</sup>) a) Elektronen b) Atome (Wasser) c) H<sup>+</sup>

pH > 7 (Überschuss an OH<sup>-</sup>) a) Elek. b) Lad. (OH<sup>-</sup>) c) Atome (Wasser)

3) **Angleichen**  
4) **Balancieren**



- Oxide**
- 1)  $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$  Oxid ( $SO_2$  wird sauer (O + rechte Atome PSE))
  - 2)  $Fe_2O_3 + 6 H^+ \rightarrow Fe^{2+} + 3 H_2O$
  - 3)  $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$
  - 4)  $BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$  Oxid wirkt basisch (O + linke Atome PSE)
  - 5)  $Na_2O + H_2O \rightarrow 2 NaOH$

**Säure-Basen**

**Arrhenius:** Säure: bildet in Wasser H+ (aq)-Ionen; Base: bildet in Wasser OH- (aq)-Ionen  
 Neutralisation:  $H^+ (aq) + OH^- (aq) \rightarrow H_2O$   
**Bronsted:** Säure: Protonen-Donator; Base: Protonen-Akzeptor (hat ein nichtbind. E-Paar)  
 Neutralisation:  $H_3O^+ (aq) + OH^- (aq) \rightarrow H_2O + H_2O$   
**Lewis:** Säure: e-Paar-Akz. (freies Orb), elektrophil; Base: e-Paar-Don., nukleophil, zB.  $BF_3$

**Säurestärke:** EN/Säurestärke einer Periode:  $N < O < F$ ;  $NH_3, H_2O, HF$   
 Atomgröße/Säurestärke einer Gruppe:  $P < S < Cl, PH_3 < H_2S < HCl$   
 (Grund: je grösser desto schwächere kov. Bind. → gibt eher H+ ab)  
 je mehr O desto saurer (Grund: mehrere polare Bindungen)  
 je schwächer Säure, desto kleiner  $K_a$  und umso grösser  $pK_a$   
**S saurer wie O; N basischer wie P**

Weil  $NO_2^-$  negativ ist, kann es im gelösten Zustand mehr Protonen aufnehmen, d.h. je mehr  $NO_2^-$ , desto basischer.

**Löslichkeit von Säuren:** Ascorbinsäure in Wasser sehr gut löslich (H-Brücken). R-NH<sub>2</sub> (Ammoniak-Derivat) ist schwache Base, wird mit rel. starken Säure (H+) reagieren. Vielfach in Medikamenten (z.B. Tamiflu) der Fall. Die meisten organischen Substanzen sind wasserunlöslich.

**Gleichgewicht:**  $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$   $K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$   
**Ionenprodukt des Wassers:** Wasser dissoziiert in geringem Mass zu H+ (aq) und OH- (aq) Ionen.  $K_w = c(H^+) \cdot c(OH^-) = 1.0 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/L^2$  (bei 25°C)  
 $2 H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$ . Das Gleichgewicht liegt weitgehend auf der linken Seite. K sehr klein.

**pH und pOH:**  $pH = -\lg c(H^+) \text{ [mol/L]}$ ,  $pOH = -\lg c(OH^-)$ ,  $pH + pOH = pK_w = -\lg K_w = 14$   
 $pK_a$  und  $pK_b$ :  $pK_a = -\log [K]$ ,  $pK_b = 14 - pK_a$ ,  $pK_a + pK_b = pK_w = 14$ ,  $K_a \cdot K_b = K_w$   
**Bem.:** Eine pH-Wert-Ernieidrigung um eine Einheit bedeutet  $c(H^+) \cdot 10$ .

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.

**Säure-Base Neutralisation:** Säure H+; stellt leeres Orbital zur Verfügung (A); Base OH-; stellt 1 gefülltes Orbital zur Verfügung (.)B → A-B  
 $Hx + NaOH \rightarrow H_2O + NaX$

**Dissoziationsgrad α:** starke Elektrolyte sind in wässriger Lösung vollständig dissoziiert, schwache Elektrolyte sind unvollständig dissoziiert, d.h. gelöste Moleküle stehen im Gleichgewicht mit Ionen. Dissoziation = Aufspaltung von Stoffen in 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 =  $c(CH_3CO_2^-) / c_0(CH_3CO_2H) = c(CH_3CO_2^-) / [c(CH_3CO_2H) + c(CH_3CO_2^-)]$

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

$c_0$ : Mol Essigsäure pro Liter die in Wasser gelöst sind

$x$ : Mol davon die dissoziieren →  $c_0 - x$ : undissoziiert

**Formel für Säuren mit  $K_a > 10^{-4}$ :**

$x^2 / c_0 - x = K_a$  und  $x = c(H^+) = -\frac{1}{2} K_a + (\frac{1}{4} K_a^2 + K_a \cdot c_0)^{1/2}$

**Formel für schwache Säuren:**

$x = c(H^+) \approx K_a \cdot c_0$  und  $pH \approx \frac{1}{2} (pK_a - \log c_0)$

**Formel für Basen mit  $K_b > 10^{-4}$ :**

$x^2 / (c_0 - x) = K_b$  und  $x = c(OH^-) = -\frac{1}{2} K_b + (\frac{1}{4} K_b^2 + K_b \cdot c_0)^{1/2}$

**Formel für schwache Basen:**

$x = c(OH^-) \approx (K_b \cdot c_0)^{1/2}$  und  $pOH \approx \frac{1}{2} (pK_b - \log c_0)$

**Henderson-Hasselbalch-Gleichung:**  $pH = pK_a - \lg [c(HA) / c(A^-)]$

Für eine Lösung, die eine schwache Säure und ihre konjugierte Base im Stoffmengenverhältnis 1:1 enthält, gilt immer:  $pH = pK_a$

**Bsp:** 1M  $CH_3COOH$ , 1M  $CH_3COONa$ ;  $pK_a = 4.742$

Add: 0.01M HCl →  $pH = pK_a + \log [(1-0.01)/(1+0.01)]$

Add: 0.01M NaOH →  $pH = pK_a + \log [(1+0.01)/(1-0.01)]$

**Metalloxide + Säure → Salze + Base**

**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.

**Bsp:** 0.4 mol Anilin, 0.2 mol HCl in 1 L H<sub>2</sub>O,  $K_a$  Anilin =  $4.3 \times 10^{-10}$

HCl dissoziiert vollständig in Wasser, da starke Säure. Übrig bleibt 0.2 mol AH und 0.2 mol Anilin.  $pK_a = -\log(K_a)$ ,  $pK_b = -\log(K_b)$ ,  $pK_a + pK_b = 14$ ,  $pK_a = 4.633 = pOH$

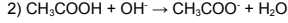
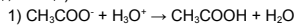
**Entstehung einer Lauge (=alkalische Lösung):** freibewegl. Ionen müssen vorhanden sein



**Indikatoren:** org. Farbstoffe, deren Farbe in Lösung vom pH-Wert abhängt. Rot → sauer; blau → basisch. Universalindikatoren = Indikatorgemische. Sind schwache Säuren.

**Indikatorgleichgewicht:**  $H \text{ Ind} \rightleftharpoons H^+ + \text{Ind}^-$   $[H^+] \cdot [\text{Ind}^-] / [\text{H Ind}] = K_a = 10^{-7} \text{ mol/L}$

**Pufferlösung:** 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. Für eine Lösung, die eine schwache Säure und ihre konj. Base im Stoffmengenverhältnis 1:1 enthält, gilt immer:  $pH = pK_a$ . **Biologische Bedeutung:** Carbonatpuffer ( $H_2CO_3, HCO_3^-$ ), Phosphatpuffer ( $H_2PO_4^-, HPO_4^{2-}$ ) und Proteine im Blut. **Funktion:**



**Kapazität:** abhängig von pH und Konzentration;  $pH = pK_s \rightarrow$  grosse Pufferwirkung; je grösser Konz. Von schw. Säuren + konj. Base, desto grösser Kapazität vom Puffer

	Säuren	Basen
<b>hart</b>	$H^+$ $Li^+, Na^+, K^+$ $Be^{2+}, Mg^{2+}, Ca^{2+}$ $Al^{3+}, Cr^{3+}, Fe^{3+}$ $BF_3, BCl_3, AlCl_3$	$F^-$ $H_2O, OH^-, O^{2-}$ $NH_3$ $NO_3^-, CO_3^{2-}$ $SO_4^{2-}, PO_4^{3-}$
<b>mittel</b>	$Fe^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}$ $Cu^{2+}, Zn^{2+}, Sn^{2+}$	$Cl^-, Br^-$ $N_3^-, SCN^-$
<b>weich</b>	$Cu^+, Ag^+, Au^+$ $Pd^{2+}, Pt^{2+}$ $Cd^{2+}, Hg^{2+}$	$H^-, I^-, S^{2-}$ $CO, CN^-, SCN^-$ $PR_3$

Säure		pKs
HClO <sub>4</sub>	Perchlorsäure	-9
HCl	Chlorwasserstoff	-6
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Schwefelsäure	-3
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	Hydronium-Ion	-1,74
HNO <sub>3</sub>	Salpetersäure	-1,32
HClO <sub>3</sub>	Chlorsäure	0,0
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Hydrogensulfat-Ion	1,92
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Schweflige Säure	1,96
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Phosphorsäure	1,96
Fe(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> <sup>3+</sup>	Hexaqua-Eisen(III)-Ion	2,2
HF	Fluorwasserstoff	3,14
HCOOH	Ameisensäure	3,7
CH <sub>3</sub> COOH	Essigsäure	4,75
Al(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> <sup>3+</sup>	Hexaqua-Aluminium-Ion	4,9
(H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> )	Kohlensäure	6,46
H <sub>2</sub> S	Schwefelwasserstoff	7,06
H <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Hydrogensulfit-Ion	7,2
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Dihydrogenphosphat-Ion	7,21
HClO	Unterchlorige Säure	7,25
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ammonium-Ion	9,21
HCN	Blausäure	9,4
Zn(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> <sup>2+</sup>	Hexaqua-Zink-Ion	9,66
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Hydrogencarbonat-Ion	10,40
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Wasserstoffperoxid	11,62
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Hydrogenphosphat-Ion	12,32
HS <sup>-</sup>	Hydrogensulfid-Ion	12,9
H <sub>2</sub> O	Wasser	15,74
OH <sup>-</sup>	Hydroxid-Ion	24

**Elektrochemie**

**Elektrische Masseinheiten:**  
 Potenzial E: Volt (V)  
 Stromstärke I: Ampère (A)  
 Ladung: Coulomb (C)  
 Widerstand R: Ohm (Ω)  
 Leitfähigkeit: Siemens (S)

**Beziehungen zwischen elektrischen Masseinheiten:**  
 $1 A = 1 C/s$ ;  $1 \Omega = 1 V/A$ ;  $1 S = 1 \Omega^{-1}$ ;  $1 J = 1 VC$

**Elektrolyse:** Eine Reaktion, die durch elektr. Strom bewirkt wird. Anionen (-) → Anode (+); Kationen (+) → Kathode (-). Bei der Elektrolyse läuft der umgekehrte chemische Prozess ab (als bei einer galvanischen Zelle), dazu muss dem Potential der Zelle ein äusseres Potential entgegengesetzt werden, das mind. so gross ist, wie die elektromot. Kraft der Zelle.

**Faraday Gesetz:**  $m = (M/Z) \cdot (I/F)$   
 (m: abgeschiedene Masse, L: Elektrizitätsmenge, M/Z: molare Äquivalenzmasse)

**Faraday-Konstante:**  $F = 96485 C/mol = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot 1.6022 \cdot 10^{-19} C =$  Avogadrozahl mit Elementarladung

**Elektrizitätsmenge L (in C):**  $L = I \cdot t$  (Stromstärke I (in A); Zeit t (in s))

**Elektromotorische Kraft (EMK)** = das elektrische Potential einer galvanischen Zelle.

**Freie Reaktionsenthalpie:**  $\Delta G = -nFAE = -nF\Delta E^0 + RT \ln(Q) = \Delta H - T\Delta S$ ;  $W = LAE$ ; (n: Anzahl Elektronen, F: Faraday Konst., E: elektromot. Kraft. Damit  $\Delta G < 0$  muss  $\Delta E > 0$  sein)

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

**Konzentrationsabhängigkeit des Potentials:**  $\Delta G = nFE + RT \ln(Q)$

$Q = [a^x(A)^x \cdot a^z(Z)] / [a^y(A)^y \cdot a^w(E)]$  für  $aA + eE \rightarrow xX + zZ$   
**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:  $\Delta E = \Delta E^0 - RT \ln(K) / nF = \Delta E^0 - (2.303 RT / nF) \log K$

**Nernst Gleichung für Halbreaktionen bei 25°C:**  $E = E^0 + (0.0592/n) \log ([Ox] / [Red]) [V]$ . Für [Ox] und [Red] die Aktivitäten der beteiligten Spezies einsetzen.

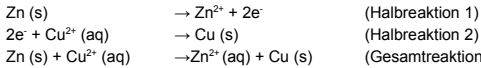
**Formel für die Halbreaktion eines beliebigen Metalls:**

$E = E^0 + (0.0592 / n) \log c(M^{n+}) / (mol \cdot L^{-1}) [V]$

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

**Galvanische Zelle =** Eine Zelle, die als elektrische Stromquelle dient. z.B. Nervenzelle

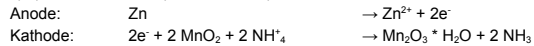
Die Reaktion von Zink-Metall mit Kupfer II Ionen in wässriger Lösung ist ein Beispiel für eine spontane Reaktion, bei der Elektronen übertragen werden. Diese Reaktion kann ausgenutzt werden um einen elektrischen Strom zu erzeugen: **Daniell-Element:**



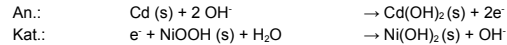
Die Halbzelle auf der linken Seite besteht aus einer Zink Elektrode, die in einer ZnSO<sub>4</sub> Lösung taucht. Die rechte Halbzelle besteht aus einer Kupfer-Elektrode in einer CuSO<sub>4</sub> Lösung. Die beiden Halbzellen sind durch eine poröse Wand getrennt (verhindert Vermischung der Lösungen, ermöglicht Durchtritt von Ionen). Wenn die beiden Elektroden über einen Draht verbunden werden, fliessen 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.

**Praktischer Gebrauch von Galvanischen-Zellen:** Blei-Akku., Leclanché-Element, Ni-Cd-Zelle, Zn-HgO-Zelle. Als Taschenlampenbatterien benutzt man sogenannte Trockenelemente.

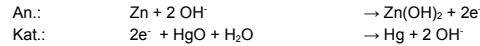
Das **Leclanché-Element** besteht aus einem als Anode wirkenden Zinkbehälter, der mit einer feuchten Paste aus Ammoniumchlorid und Zinkchlorid gefüllt ist. Als Kathode dient ein Graphitstab der mit Mangan (IV)-oxid umhüllt ist. (1.25 bis 1.5 V) Einheit: Volt = Joule/Coulomb



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



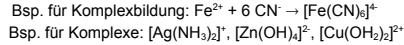
**Zn-HgO-Zelle:**



**Komplexverbindungen**

Ein **Komplex** besteht aus einem Metall-Ion oder -Atom als **Zentralatom**, an welches mehrer Moleküle oder Ionen, die **Liganden**, angelagert sind.  $M + L \rightleftharpoons M-L$ ;  $M^{2+}$  oder  $3+$  oder...

Ein freier Ligand verfügt über mind. ein Elektronenpaar, das er dem Zentralatom zur Verfügung stellen kann. An der Bindungen in Komplexen der Übergangsmetalle sind **d-Orbitale** des Zentralatoms beteiligt. Die Übergangsmetalle u. 3.+4. Hauptgruppe haben grosse Tendenz zur Komplexbildung; Alkali- und Erdalkalimetalle weniger. Hydratisierte Kationen in wässriger Lösung sind in der Regel als Komplexverbindungen anzusehen. Bildung und Zerfall eines Komplexes verlaufen stufenweise.



**Metallokomplex-Ion = Zentralatom = Lewis-Säure (Ligand = Base: Gibt EEP)**

**Ladung:** eines Komplexes ergibt sich aus der Ladung der einzelnen Liganden

**Stabilität:** stabilste Komplexe aus Metall-Ionen mit hoher pos. Lad und kl. Ionenradien. Durch Komplexbildung kann in manchen Fällen ein Metall in einer sonst unbekanntem oder seltenen Ox.stufe stabilisiert werden. zB. Komplexe mit Co(III). Komplexbild. kann auch ein Metall daran hindern zu disproportionieren.

**Koordinationszahl:** von 2-12 bekannt; meistens 2, 4, oder 6; 6 am häufigsten → Oktaeder (alle 6 Bindungen gleichwertig); 4 → tetraedrisch (häufiger) [zB. Be(II), Al(III), Ni(0), Cu(I), Ag(I), Zn(II), Cd(II),

Hg(II) oder quadratisch-planar [z.B. Pd(II), Pt(II), Au(III), Ni(II), Cu(II)]; 2 → linear [z.B. Cu(I), Ag(I), Au(I), Hg(II)]

**Komplexbildungskonstanten: immer gross, Gleichgewicht rechts**

**Einzählige Liganden:** können mit ZA jeweils nur eine Bindung eingehen.

**Chelatkomplex:** Zweizählige Liganden (z.B. Carbonat-Ion, Oxalat-Ion, Ethylendiamin) bilden mit dem ZA ringförmige Strukturen. Bevorzugt 5- oder 6gliedrige Ringe. Stabiler als Komplexe von einzähligen Liganden (z.B. EDTA, kann mit Ca-Ion Komplex bilden). Die Häm-Gruppe im Hämoglobin ist ein Chelatkomplex des Fe<sup>2+</sup>-Ions und das Chlorophyll einer des Mg<sup>2+</sup>-Ions.

**Wie kann ein Chelatbildner andocken?** 1) N-O 2) S-O 3) N-S

## Farben

**Viele Komplexverbindungen von Übergangsmetallen sind farbig. z.B**

[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup>	gelb
[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>5</sub> (OH <sub>2</sub> )] <sup>3+</sup>	rosa
[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>5</sub> Cl] <sup>2+</sup>	violett
[Co(OH <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup>	lila
[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> Cl <sub>2</sub> ] <sup>+</sup>	eine violette und eine grüne Form
Cr <sup>6+</sup> grün; Cr(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> <sup>3+</sup> violett; Cr(CN) <sub>6</sub> <sup>3-</sup> gelb (immer Cr <sup>3+</sup> )	

**Elektromagnetisches Spektrum:** Übergangsmetallkomplex wird angeregt (höheres Orb.)

**Farbe von Edelsteinen:** ist auf Verunreinigung mit Übergangsmetall-Ionen zurückzuführen. **Rubin:** einzelne Al-Atome in farblosem Korund (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) durch Chrom ersetzt. **Anethyst:** durch Mangan. **Topas:** Eisen.

**Welche können Licht absorbieren und sind somit farbig?** (1. Übergangsreihe)

Co<sup>2+</sup> ≈ 3 d<sup>7</sup>: können e<sup>-</sup> aus nied. gelegenen d-Orbitalen aufgenom. werden → farbig  
 Al<sup>3+</sup> ≈ - : d-Orbitale leer → farblos  
 Zn<sup>2+</sup> ≈ 3 d<sup>10</sup>: d-Orbitale voll besetzt → farblos

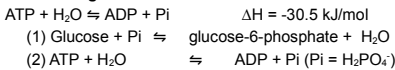
**Braucht man d-Orbitale für Farbe?** Nein, die Energieunterschiede der Teilchen müssen stimmen. Farbe verknüpft mit Energieunterschiede. ⇒ E-unterschied von 400-700! – leeres und gefülltes Orbital. Farbe ist abhängig vom Energielevel des Donors/Ligand.

**Magnetische Eigenschaften**

paramagnetisch	=	mind. 1 ungepaartes e <sup>-</sup>
diamagnetisch	=	alles gepaarte e <sup>-</sup> (heben sich auf) z.B. Sc <sup>3+</sup>
isoelektronisch	=	Teilchen mit gleicher Elektronenkonfig. = gleiche Anzahl e <sup>-</sup> aber unterschiedl. Protonenzahl ≠ isoenergetisch z.B. He, H <sup>+</sup> , Li <sup>2+</sup>

## Verbrennung

**Reaktion irgend einer Substanz mit O<sub>2</sub> zu CO<sub>2</sub> und H<sub>2</sub>O ≈ zu 95% exotherm!**



**Bsp.** C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> + 6 CO<sub>2</sub> ≈ 6 CO<sub>2</sub> + 6 H<sub>2</sub>O

sum: ATP + glucose ≈ ADP + glucose-6-phosphate (exotherm)

**Bsp:** C<sub>7</sub>H<sub>6</sub>O<sub>3</sub> CO<sub>2</sub> + 3 H<sub>2</sub>O    ΔH = -3000KJ/mol Salicylsäure: 138g/mol  
3000 KJ/mol / 138 g/mol = 21.739 KJ/g

**Verbrennung Traubenzucker in Bombenkalorimeter:**

Wärmemenge: Q = C \* (T<sub>2</sub>-T<sub>1</sub>) [kJ]  
 C<sub>8</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> (s) + 6 CO<sub>2</sub> (g) ≈ 6 CO<sub>2</sub> (g) + 6H<sub>2</sub>O (l)  
 Wärmekapazität: 2.21 KJ/Grad(K) Gesamt: 7.23KJ/K  
 Anfangstemp: T<sub>1</sub>=19C° nach Verbrennung: T<sub>2</sub>=25,5C°  
 Q=47 KJ \* 180 g/mol / 3 g = 2.82 \* 10<sup>3</sup>KJ/mol

## Gase

**Druck:** Pa = 1N / 1m<sup>2</sup>; 1bar = 10<sup>5</sup> Pa

1 atm = 101.325 kPa = 0.101325 Mpa = 1.01325 bar = 1013.25 mbar = 760 Torr

**Normbedingung:** T = 273.15 K (0°C); p = 101.325 kPa

**Molvolumen** eines Gases unter Normbedingungen: V<sub>m</sub> = 22.414 L/mol

**Dichte: d = M / V**

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

**Ideales Gasgesetz:** p \* V = n \* R \* T; R = 8.3145 J/(mol\*K); T in Kelvin; n = m / M

**Boyle-Mariotte-Gesetz:** pV = const oder p<sub>1</sub>V<sub>1</sub> = p<sub>2</sub>V<sub>2</sub>, wenn n, T = const.

**Gay-Lussac-Gesetz:** V = kT oder V<sub>1</sub>T<sub>2</sub> = V<sub>2</sub>T<sub>1</sub>, wenn n, p = const.

p = kT oder p<sub>1</sub>T<sub>2</sub> = p<sub>2</sub>T<sub>1</sub>, wenn n, V = const.; k, k' = Prop.konst.; T in Kelvin

**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) + ...

**Stoffmengenanteil von A:** x(A) = [n(A)] / [n(A) + n(B)]

**Partialdruck von A:** p(A) = [n(A)] / [n(A) + n(B)] \* p = x(A) \* p

**Summe der Stoffmengenanteile von A:** x(A) + x(B) = 1

**Mittlere Geschw. gasförmiger Teilchen:** v = √[3RT / M]

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

## Umwelchemie

**OZON:** O<sub>3</sub> starkes Oxidationsmittel (stärker als O<sub>2</sub>) (kann e<sup>-</sup> aufnehmen), diamagnetisch, gewinkelt, absorbiert kurzweilige, energiereiche Strahlung im Bereich zw. 200 und 310nm. Ozon ist die einzige Substanz, die Strahlung in diesem Bereich stark absorbiert □ ohne Ozon kann die Strahlung bis auf die Erdoberfläche dringen □ Flora und Fauna †. Ozon als Schutzschild unentbehrlich, sonst Schädigung der DNA durch UV.

O <sub>2</sub> (g)	→	O (g) + O (g)	Spaltung O <sub>2</sub> endotherm
O (g) + O <sub>2</sub> (g)	→	O <sub>3</sub> (g)	Bildung O <sub>3</sub> exotherm
O <sub>3</sub> (g) + hv	→	O <sub>2</sub> (g) + O (g)	Spaltung O <sub>3</sub> durch Strahlung
O (g) + O (g)	→	O <sub>2</sub> (g)	Bildung O <sub>2</sub> exotherm

**Ozonbildung:** in Troposphäre: Durch NO<sub>2</sub>, welches tags durch hv des S-lichts in NO + O zerfällt, wobei O + O<sub>2</sub> zu O<sub>3</sub> reagiert. NO<sub>2</sub> - hv → NO + O; O + O<sub>2</sub> → O<sub>3</sub>

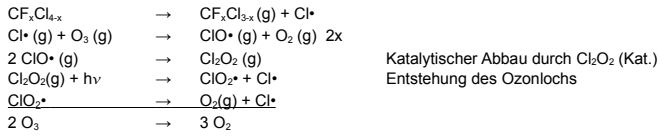
**Ozonabbau:** nachts, in Städten, da NO ständig nachgeliefert wird. NO + O<sub>3</sub> → NO<sub>2</sub> + O<sub>2</sub>

**Ozonzerstörung:**

O <sub>3</sub> (g) + NO (g)	→	NO <sub>2</sub> (g) + O <sub>2</sub> (g)	<b>Abbau O<sub>3</sub> zu O<sub>2</sub> + O durch NO katalysiert,</b>
NO <sub>2</sub> (g) + O (g)	→	NO (g) + O <sub>2</sub> (g)	erzeugt durch unvollst. Verbrenn. v. Benzin
O <sub>3</sub> (g) + O (g)	→	2 O <sub>2</sub> (g)	

O <sub>3</sub> (g) + Cl <sup>•</sup> (g)	→	ClO (g) + O <sub>2</sub> (g)	<b>Abbau O<sub>3</sub> zu O<sub>2</sub> + O durch Cl<sup>•</sup> katalysiert</b>
ClO (g) + O (g)	→	Cl (g) + O <sub>2</sub> (g)	
O <sub>3</sub> (g) + O (g)	→	2 O <sub>2</sub> (g)	

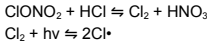
Durch **FCKW** (CFCl<sub>3</sub>, CF<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>) und **CKW** (CH<sub>2</sub>Cl, CICH=CCl<sub>2</sub> H<sub>3</sub>C-Cl<sub>3</sub>), welche in die Atmosphäre gelangen, wo durch UV-Strahlung Cl<sup>•</sup> abgespalten werden. Diese Cl-Atome katalysieren den Abbau von Ozon. Cl-Cl und O-O werden im UV-Licht gespalten.



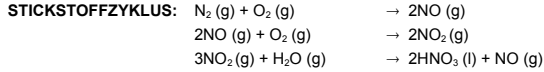
**Infos:** Durch Verbrennung bei hohen Temperaturen in Motoren bildet sich NO, NO<sub>2</sub> eher bei niedrigeren Temperatur. NO fungiert als Katalysator bei der Abbaureaktion.

ClO + NO<sub>2</sub> → ClONO<sub>2</sub> (Salpetersäurederivat)

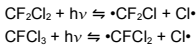
ClO und NO<sub>2</sub> können miteinander reagieren: ClO + NO<sub>2</sub> ≈ ClONO<sub>2</sub>  
aber trotzdem Problem der O<sub>3</sub>-Zerstörung: Reaktion mit HCl mögl.:



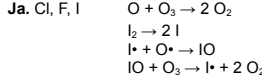
**Bem.:** Natur erzeugt Stickoxide oder Cl in kleinen Mengen (genügen, um O<sub>3</sub> zu zerstören!)



**Katalysatoren:** CF<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>/CFCl<sub>3</sub> ist ein bessere Kat. als CHCl<sub>3</sub> ⇒ zerfallen leichter (wegen EN!); F extrem EN, kann nicht an anderes F finden ⇒ Anziehung an andere Teilchen ⇒ Molekül freier beweglich ⇒ bringt Cl „hoch“.



**Wäre I<sub>2</sub> ein Katalysator für die Zerstörung von Ozon?**

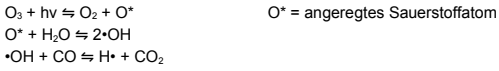


**Wäre I<sub>2</sub> (praktisch gesehen) ein Kat. für die Zerset. von Ozon in der Stratosphäre?** Nein, Jod-dämpfe bleiben in der Atmosphäre.

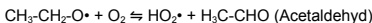
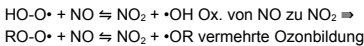
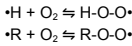
**N<sub>2</sub>O als Kat.?** Nein, zuerst N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> zu (Photochemie hv) 2 NO<sub>2</sub>

**Zerstörung von O<sub>3</sub> (stark) endo- oder exotherm?** Nicht stark endotherm (braucht Kat.)

**Beseitigung von CO = Reinigung der Atmosphäre**

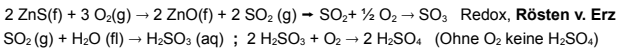


•OH + RH ≈ R<sup>•</sup> + H<sub>2</sub>O R  
= Alkyl-Rest (z.B. CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-)



**SAURER REGEN:** SO<sub>2</sub> durch Verbrennung von Kohle, Erdöl und Aufarbeitung von Erzen. Natürlich durch Oxidationsprozesse in Sümpfen, Ozeanen, Vulkanen) SO<sub>2</sub> sehr schädlich.

**Saurer Regen:** durch H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> und auch HNO<sub>3</sub>; verursacht Baumsterben und zerstört Denkmäler (Auswaschen von Kalk und Sandstein). Mit Wasser bildet SO<sub>2</sub> schwefelige Säure, welche durch Luft-O<sub>2</sub> zu H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> oxidiert wird!

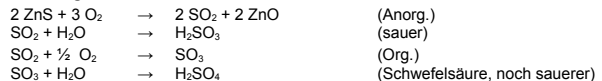


**SCHWEFEL**

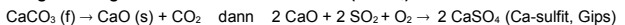
**Oxidationsmittel:** SO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> und Sulfite, SO<sub>3</sub> ist starkes Oxmittel

**Reduktionsmittel:** Sulfite zu Sulfat SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>(aq) + O<sub>2</sub> → 2 SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> / Cl-S-S-Cl ist Ox-Mittel!

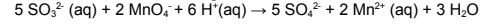
**Verbrennung:**



**„Abfangen/Reinigen“ des SO<sub>2</sub> durch Kalk-Staub (CaCO<sub>3</sub>):**



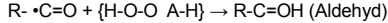
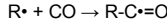
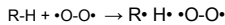
**Entfernen von SO<sub>2</sub> aus Rauchgas:**



**Schwefeloxide:** 2 SO<sub>2</sub> (g) + O<sub>2</sub> → s SO<sub>3</sub> ΔH = -198 kJ/mol bei 400-700° Kat. V, Pt  
SO<sub>3</sub> (SO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> Ringförmig, Polyschwefelsäure OH-(SO<sub>3</sub>)<sub>n</sub>-H immer mit n \* S<sup>2+</sup> Red. Mittel!  
S<sub>8</sub> + 8 SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> → S<sub>2</sub>O<sub>8</sub><sup>2-</sup>

**Thionylchlorid:** SOCl<sub>2</sub>; Synthese: SO<sub>2</sub> (g) + PCl<sub>5</sub> (s) → SOCl<sub>2</sub> (l) + POCl<sub>3</sub> (l)  
Bsp. für Chlorierung: CH<sub>3</sub>COOH (l) + SOCl<sub>2</sub> (l) → CH<sub>3</sub>COCl (l) + SO<sub>2</sub> (g) + HCl (g)  
Hydrolyse: SOCl<sub>2</sub> (l) + H<sub>2</sub>O → SO<sub>2</sub> (g) + 2 HCl (g)

**SMOG:** organ Teile durch Ox-Prozesse entstanden, schweben in Luft, absorbieren UV-Licht → braune Luft. Autoauspuff: RCOOR, RCOH, RCOOH (Verbrennungsprodukte) mögl. Rkt: KW und Aldehyd reagieren mit O<sub>2</sub> und NO<sub>2</sub> zu Peroxiden (brennbar)



**TREIBHAUSEFFEKTE:** CO<sub>2</sub>-Konz. durch Industrie und Verkehr gestiegen in Atmosphäre → Temp↑. Sonne strahlt auf Erde mit 0.3-2 µm. Treibhausgase CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, CH<sub>4</sub> absorbieren Infrarot (IR 5-50µm) 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 → Kälte.

## Alltagschemie

**Versch. Ox.stufen – versch. Toxizität:** hat mit Labilität (Beweglichkeit) zu tun → Gift kann an mehreren Stellen negatives bewirken („rumhüpfen“); wenn mit EDTA umhüllt, kann zB toxisches Cu<sup>2+</sup> nicht reagieren/nichts neg bewirken; je labiler, desto gefährlicher

**BLUT, HÄM, PUFFER:** pH = ca. 7.4 durch **Puffer**

H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> / HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> [H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> ↔ CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O; H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> ↔ H<sup>+</sup> + HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>] und H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup> / HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>. CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> ist nicht vorhanden, zu starke Base. Puffer [HA] = [B] Puffer am besten, wenn pH = pKs.

**Hyperventilation:** Mehr CO<sub>2</sub> wird ausgeat. + mehr O<sub>2</sub> an Hämoglobin → höherer pH [H<sup>+</sup>]↑. H<sup>+</sup> + HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> → H<sub>2</sub>O + CO<sub>2</sub>

**Hämoglobin:** O<sub>2</sub> Transport im Blut. CO kann eine 200x stärkere Bindung als O<sub>2</sub> mit Fe<sup>2+</sup> eingehen, Affinität von Fe<sup>2+</sup> zu CO aufgrund Dipol stärker als die zu O<sub>2</sub> → geringe Menge CO kann beachtlichen Teil des Hämoglobins im Blut für den Sauerstofftransport blockieren. Die Hämgruppe ist ein oktaedrischer



Welche Aussage ist richtig für folgende Reaktion:  $2A(g) + B(g) \rightleftharpoons C(l) + D(g)$ ;  $\Delta G = -100 \text{ kJ/mol}$

- Falsch: Die Reaktion ist 2. Ordnung in den Reagenzien A
- Falsch: Falls das GG erreicht wird, ist die Vorwärtsreaktion k1 kleiner als die Rückwärtsreaktion k-1.
- Falsch: Das GG wird nach rechts verschoben mit zunehmender Temperatur
- Richtig: Die Reaktion ist spontan wegen  $\Delta H$  (Enthalpie) und nicht  $\Delta S$  (Entropie).

Moderne Detergenzien (Seifen) sind meist Alkalisalze von Sulfonsäuren. eg  $\text{RSO}_3\text{K}^+$  (gegenüber  $\text{RCO}_2\text{K}^+$ ). Welche Behauptung ist nicht richtig:

- Falsch: R muss ein zwischen C3-C6 Kohlenstoff Substituent sein
- Richtig: Beide sind schwache Basen
- Richtig: Dieses Salz soll biologisch vollständig abbaubar sein
- Richtig:  $\text{RSO}_3\text{K}^+$  ist besser, da dieses Salz eine geringere Affinität für  $\text{Mg}^{2+}$  und  $\text{Ca}^{2+}$  besitzt

Es ist bekannt, dass das Rauchen die Konz. von CO im Blut erhöhen kann. Erwarten Sie, dass CO im Wasser (Blut)

- a) nach der Komplexierung des Eisens eine andere Hybridisierung am C aufweist.
- b) stärker als Cyanid Eisen komplexieren kann. (CN- kompl. Fe so stark, dass es danach nicht mehr zu gebrauchen ist)
- c)  $\text{Fe}^{2+}$  in Hämoglobin stark komplexiert. (würde CO  $\text{Fe}^{2+}$  stark kompl. würden Raucher sterben)
- d)  $\text{Fe}^{2+}$  reversibel bindet. → Richtig

### Korrekte Sätze

- Treibhaus Gase sind alle Infrarot aktiv
- $\text{CO}_2$  und  $\text{H}_2\text{O}$  absorbieren im Infrarotbereich und sind deswegen Treibhausgase
- Eine wirksame Pufferlösung braucht ungefähr die gleiche Menge Säure (HA) wie Base (B)
- $\text{Cl}_2(\text{g})$ , gelöst in Wasser, reagiert mit  $\text{H}_2\text{O}$  zu  $\text{HOCl}$  (und  $\text{HCl}$  .. Aussage trotzdem korrekt)
- Amphetamin wird 100%ig mit  $\text{HNO}_3$  reagieren. (schwache Base  $\text{NH}_2$  mit starke Säure  $\text{HNO}_3$ )
- $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  wirkt als Oxidationsmittel
- Die Werte  $\Delta H$  und  $\Delta S$  bestimmen, ob die Gleichgewichtskonstante grösser oder kleiner ist
- Viele Verbrennungen laufen exotherm ab
- $\Delta S$  für die Reaktion  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CaO}$  ist positiv
- $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$  und  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$  haben die gleiche Struktur
- Die Reaktion von  $\text{Ag}_2(\text{CO}_3)$  mit überschüssigem  $\text{HNO}_3$  gibt eine klare Lösung
- Die Reaktion von  $\text{AgCl}$  mit überschüssigem  $\text{NH}_3$  gibt eine klare Lösung.
- Die Henderson-Hasselbach(Puffer)Gleichung ist nicht gültig für alle Konz. von Säuren und konj. Basen.
- Verdunstungsenthalpie ist biologisch relevant
- Kationen wie Cu und Zn können Reaktionen katalysieren
- $\text{CFCl}_3$  ist ein besserer Katalysator als  $\text{CHCl}_3$  in der Ozon Zerstörung wegen der Flüchtigkeit
- H-Brücken in  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ,  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$
- Sauerstoff kann in mind. 4 Oxidationsstufen vorkommen
- Die Komplexierung des Eisens im Häm bei  $\text{N}_2$  ist nicht stark
- ein Katalysator muss ein Übergangsmetall beinhalten
- Die Reaktion von  $\text{AgCl}$  mit überschüssigem  $\text{NH}_3$  gibt eine klare Lösung
- Komplexierung des Eisens im Häm bei  $\text{O}_2$  kann als REDOX Reaktion betrachtet werden.

### Falsche Sätze

- $\text{SO}_2$  reagiert mit  $\text{H}_2\text{O}$  (ohne  $\text{O}_2$ ) in der Luft zu  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (falsch ..nur zu  $\text{H}_2\text{SO}_3$ )
- Alle Übergangsmetallkomplexe sind gefärbt
- Alle organischen Polym-Verbindungen sind gefärbt (Farbe kein Zuordnungskriterium)
- Alle Reaktionen mit  $\Delta G = \text{"negativ"}$  geben Produkte (Gleichgewicht auf linker Seite, spontane Reaktion)
- Unter Schutzgas  $\text{Cu}_2\text{S}$  wird leicht zu Cu(s) zersetzt
- In Anwesenheit vom  $\text{O}_2$  kann Kupfersulfid  $\text{Cu}_2\text{S}(\text{s})$ , metallisches Kupfer nicht bilden:  
 $\text{Cu}_2\text{S}(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Cu}(\text{s}) + \text{S}(\text{s}) \Delta G = +86.2 \text{ kJ/mol}$   
 $\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_2 \Delta G = -300.4 \text{ kJ/mol}$
- $\text{Cs}(\text{O}_2)$  ist stabiler als  $\text{Li}(\text{O}_2)$  wegen dem Unterschied in der Grösse der Kationen.
- Ein stark negativer Wert für  $\Delta G$  bedeutet eine schnelle Reaktion.
- Die Reaktion von  $\text{AgCl}$  mit überschüssigem  $\text{NH}_3$  gibt eine klare Lösung
- Alle Metallkomplexe absorbieren Energie in 400-700 nm
- KCl (in Wasser) kann ohne negative Nebenwirkungen direkt ins Blut gespritzt werden
- $\text{H}_2\text{O}_2$  kann nicht spontan zu  $\text{O}_2$  und  $\text{H}_2\text{O}$  zerfallen.  
 $\text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \quad E^0 = -0.68 \text{ (Ox)} \quad (\text{H}^+ \text{ Milieu})$   
 $\text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} \quad E^0 = +1.77 \text{ (Red)} \quad (\text{H}^+ \text{ Milieu})$
- $\text{H}_2\text{O}$  ist hart wegen  $\text{Na}^{2+}$
- $\text{H}_2\text{O}_2$  siedet höher als  $\text{H}_2\text{O}$  rein wegen des Unterschieds im Molargewicht
- EDTA<sup>4-</sup> bindet  $\text{Fe}^{2+}$  stärker als  $\text{Pb}^{2+}$
- Wasser ist hart wegen der Anwesenheit von  $\text{Ca}^{2+}$  und  $\text{Na}^+$  Ionen
- Komplexierung des Eisens im Häm bei CO ist relativ stark.
- Komplexierung des Eisens im Häm bei CO ist nicht reversibel.
- Komplexierung des Eisens im Häm bei  $\text{N}_2$  ist stark.

### Lewis-Strukturen (von Hand)

1		2										13						14		15		16		17		18																																																																																						
1	H											5	6	7	8	9	10																																																																																															
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																																																																																														
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar																																																																																														
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																																																																																														
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																																																																																														
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																																																																																														
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo																																																																																														
<p>Innere Übergangsmetalle (Lanthanoide und Actinoide)</p> <table border="1"> <tr> <td>57</td><td>58</td><td>59</td><td>60</td><td>61</td><td>62</td><td>63</td><td>64</td><td>65</td><td>66</td><td>67</td><td>68</td><td>69</td><td>70</td><td>71</td> </tr> <tr> <td>La</td><td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>138.91</td><td>140.12</td><td>140.91</td><td>144.24</td><td>144.91</td><td>150.36</td><td>151.96</td><td>157.25</td><td>158.93</td><td>162.5</td><td>164.93</td><td>167.26</td><td>168.93</td><td>173.05</td><td>174.97</td> </tr> <tr> <td>89</td><td>90</td><td>91</td><td>92</td><td>93</td><td>94</td><td>95</td><td>96</td><td>97</td><td>98</td><td>99</td><td>100</td><td>101</td><td>102</td><td>103</td> </tr> <tr> <td>Ac</td><td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> <tr> <td>227.0</td><td>232.04</td><td>231.04</td><td>238.03</td><td>237.0</td><td>244.0</td><td>243.0</td><td>247.0</td><td>247.0</td><td>251.0</td><td>252.0</td><td>257.0</td><td>258.0</td><td>259.1</td><td>262.1</td> </tr> </table>																							57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	138.91	140.12	140.91	144.24	144.91	150.36	151.96	157.25	158.93	162.5	164.93	167.26	168.93	173.05	174.97	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	227.0	232.04	231.04	238.03	237.0	244.0	243.0	247.0	247.0	251.0	252.0	257.0	258.0	259.1	262.1
57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71																																																																																																		
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																																																																																		
138.91	140.12	140.91	144.24	144.91	150.36	151.96	157.25	158.93	162.5	164.93	167.26	168.93	173.05	174.97																																																																																																		
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103																																																																																																		
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																																																																																		
227.0	232.04	231.04	238.03	237.0	244.0	243.0	247.0	247.0	251.0	252.0	257.0	258.0	259.1	262.1																																																																																																		