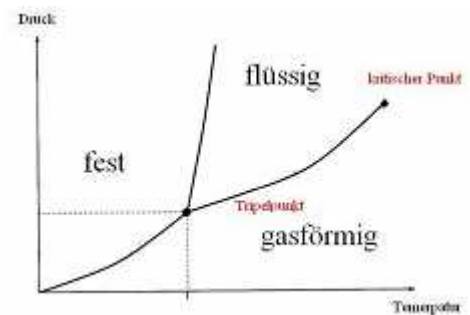


Formelsammlung - Chemie

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = -\frac{K_S}{2} + \sqrt{\frac{K_S^2}{4} + K_S \cdot c_0}$$



Mathematik
Informatik
Naturwissenschaft
Technik

www.Lernort-Mint.de

Stoffaufbau,

Bindungstypen,

Chem. Rechnen

Inhaltsverzeichnis

1. Wichtige physikalische Größen in der Chemie.....	3
2. Atomaufbau (Bohrsches Atommodell)	4
3. Elemente im Periodensystem	5
3.1 Edle und unedle Metalle	5
3.2 Leicht- und Schwermetalle.....	5
3.3 Formelschreibweise von Elementen.....	5
4. Trends im Periodensystem	6
5. Bindungstheorie.....	7
6. Chemischen Reaktionen.....	8
7. Aufstellen von Reaktionsgleichungen.....	8
8. Formeln zur Berechnung der Stoffmenge n	9
9. Formeln zur Berechnung des pH-Wertes	10
9.1 Grundlegende Definitionen	10
9.2 Berechnung des pH-Wertes.....	10
9.3 Berechnung der Protonenkonzentration für starke Säuren.....	10
9.4 Berechnung der Protonenkonzentration für starke, verdünnte Säuren.....	10
9.5 Berechnung der Protonenkonzentration für mittelstarke Säuren.....	11
9.6 Berechnung der Protonenkonzentration für schwache Säuren.....	11
9.7 Puffersysteme.....	11
10. Bestimmung von Oxidationszahlen.....	12
11. Elektronenübertragungsreaktionen.....	13
11.1 Allgemeines	13
11.2 Vorhersagbarkeit von Redoxreaktionen	13
12. Reaktionsgeschwindigkeit.....	14
13. Zusammenhang zwischen chemischen Größen.....	15
14. Molekülgeometrie	16

1. Wichtige physikalische Größen in der Chemie

Lichtgeschwindigkeit (Vakuum)	$c_0 = 299\,792\,458 \cdot 10^3 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$
elektrische Feldkonstante ($= (\mu_0 \cdot c^2)^{-1}$)	$\epsilon_0 = 8,854\,187\,817\,62 \cdot 10^{-12} \text{ F} \cdot \text{m}^{-1}$
magnetische Feldkonstante ($= 4\pi \cdot 10^{-7} \text{ H} \cdot \text{m}^{-1}$)	$\mu_0 = 1,256\,637\,061\,44 \cdot 10^{-6} \text{ H} \cdot \text{m}^{-1}$
Gaskonstante, molare	$R = 8,314\,4621 (75) \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
Avogadro-Konstante	$N_A = 6,022\,141\,29 (27) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Loschmidt-Konstante (0°C, 101,325 kPa)	$N_L = 2,686\,7805 (24) \cdot 10^{25} \text{ m}^{-3}$
Boltzmann-Konstante	$k_b = 1,380\,6488 (13) \cdot 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$
Normvolumen, molares (0°C, 101,325 kPa)	$V_{\text{mn}} = 22,413\,968 (20) \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$
Faraday-Konstante	$F = 96\,485,3365 (21) \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$
Planck-Konstante	$h = 6,626\,069\,57 (29) \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$
Rydberg-Konstante	$R_\infty = 1,097\,373\,156\,8539 (55) \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$
Compton-Wellenlänge	$\lambda_c = 2,426\,310\,2389 (16) \cdot 10^{-12} \text{ m}$
elektrische Elementarladung	$e = 1,602\,176\,565 (35) \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Elektronruhemasse	$m_e = 9,109\,382\,91 (40) \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
Elektronenradius	$r_e = 2,817\,940\,3267 (27) \cdot 10^{-15} \text{ m}$
Atomare Masseneinheit	$u = 1,660\,538\,921 (73) \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Protonenruhemasse	$m_p = 1,672\,621\,777 (74) \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Neutronenruhemasse	$m_n = 1,674\,927\,351 (74) \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

2. Atomaufbau (Bohrsches Atommodell)

Atome bestehen:

- aus einem positiv geladenen Atomkern. Der Atomkern besteht aus einzelnen positiv geladenen Protonen (je eine positive Elementarladung und entspricht der Ordnungszahl) und einzelnen elektrisch neutralen Neutronen. Protonen und Neutronen besitzen beide annähernd die gleiche Masse ($1u$) und werden zusammen auch als **Nukleonen** (Kernbausteine) bezeichnet. Protonen bzw. Neutronen gehören zu den **Elementarteilchen** aus denen Materie aufgebaut ist. Aufgrund der gleichen Ladung herrschen zwischen den Protonen im Kern elektrostatisch abstoßende Kräfte. Diese werden jedoch durch noch stärkere Wechselwirkungen mit Neutronen kompensiert (Kernkräfte). Ein stabiler Kern verfügt deshalb stets über ein bestimmtes Zahlenverhältnis von Protonen zu Neutronen. Stimmt dieses Zahlenverhältnis nicht, so wird der Kern instabil und das betreffende Atom zerfällt nach einer gewissen Zeit, was als Phänomen der Radioaktivität beobachtet wird. Wegen der vielen positiven Ladungen sind Atome, die mehr als 83 Protonen besitzen, immer radioaktiv.
- einer darum befindlichen negativ geladenen Hülle. Diese Hülle besteht aus kleineren, negativ geladenen Elektronen, deren Ladung der negativen Elementarladung e entspricht. Die Anzahl der Elektronen entspricht beim neutralen Atom der Zahl der im Kern befindlichen Protonen (Prinzip der elektrischen Neutralität). Elektronen bewegen vergleichbar Planeten in unterschiedlichen Bahnen (Schalen) um den Kern. Die Zahl von Elektronen auf der äußersten Schale entspricht der Hauptgruppennummer des Elementes im PSE. Der Zusammenhalt zwischen Atomkern und Elektronen wird durch elektrostatische Anziehungskräfte verursacht. Die "Bewegung" der Elektronen verhindert, dass sie in den Kern stürzen und somit das Atom instabil wäre. Eine stabile Elektronenbahn ergibt sich nach dem Bohrschen Atommodell bei einem Kräftegleichgewicht zwischen den elektrostatischen Anziehungskräften und der Zentrifugalkraft.

Der Durchmesser eines Atoms beträgt ca. 10^{-10} m der einen Durchmesser von ca. 10^{-15} m aufweist. Durch Kombination verschiedener Anzahlen von Neutronen und der Protonen erhält man verschiedene Kernarten, die auch als **Nuklide** bezeichnet werden. Nuklide mit der gleichen Protonenzahl, aber unterschiedlicher Neutronenzahl, haben somit die gleiche Ordnungszahl und gehören damit zum selben Element und werden deshalb auch **Isotope** genannt.

3. Elemente im Periodensystem

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H													Nichtmetalle I					He
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	Ha	Sg	Ns	Hs	Mt										

Periode

Gruppe

Metalle

(PSE in der modernen IUPAC-Einteilung)

Die Zuordnung der Elemente zu Metall oder Nichtmetall ist äußerst einfach. Rechts der (roten) Trennlinie befinden sich im Periodensystem die Nichtmetalle, links der Trennlinie befinden sich die Metalle. Die Elemente auf der Trennlinie sind die sog. Halbmetalle.

3.1 Metalle kann man dabei in Edelmetalle und unedle Metalle unterteilen. Unedle Metalle sind Metalle, deren Redoxpaare negativere Standardpotentiale als die Normal-Wasserstoffelektrode ($E^\circ < 0,00 \text{ Volt}$) haben (Edelmetalle $E^\circ > 0,00 \text{ Volt}$).

3.2 Daneben kann man Metalle noch in Leicht- und Schwermetalle unterteilen. Als **Leichtmetalle** werden allgemein Metalle und Legierungen bezeichnet, deren Dichte unter 5 g/cm^3 liegt (in älteren Lehrbüchern findet sich noch $4,5 \text{ g/cm}^3$ als Grenzwert).

3.3 Formelschreibweise von Elementen:

- Alle Metalle und alle Edelgase werden in monomerer Form geschrieben, z.B. Na, He
- Für Nichtmetalle gilt dimere Schreibweise: H_2 , N_2 ; O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2
- Ausnahmen: P_4 , S_8 , Se, C, Se

4. Trends im Periodensystem

Die Reaktivität einzelner Elemente wird hauptsächlich durch die Elektronenverteilung in der Atomhülle bestimmt, dabei wiederum hauptsächlich durch die Valenzelektronen (Elektronen auf der äußersten Schale, Zahl der Valenzelektronen eines Elements entspricht der Hauptgruppennummer). Im Periodensystem existieren einige Trends, anhand dieser kann man einige Reaktivitätstrends vorhersagen:

- Ionisierungsenergie (Energie die notwendig ist, ein Elektron aus dem Atom zu entfernen)
 - Innerhalb einer Periode (von links nach rechts) nimmt die Ionisierungsenergie für Elemente zu (steigende Kernladung)
 - Innerhalb einer Gruppe nimmt die Ionisierungsenergie von oben nach unten ab (Größerer Radius Atomkern – Valenzelektronen). Ausnahmen dieser beiden Regeln sind die Edelgase
- Elektronenaffinität (gibt an, wie viel Energie frei wird, wenn ein neutrales Atom ein Elektron aufnimmt. Die Elektronenaffinität ist nicht für alle Elemente bekannt und weist aufgrund spezifischer Elektronenkonfigurationen bei einigen Elementen hohe Unregelmäßigkeiten auf. (in Tabellenwerken nachsehen).

Mit Hilfe dieser beiden Größen lassen sich in gewissen Grenzen Reaktionsvorhersagen erlauben. So reagieren bevorzugt Elemente mit niedriger Ionisierungsenergie mit Elementen mit geringerer Elektronenaffinität.

Mit Hilfe einer weiteren Größe kann vorhergesagt werden, welches Element eher dazu neigt, die Elektronen aufzunehmen. Diese Größe ist die sog. Elektronegativität (ist ein Maß für das Bestreben eines Elementes Elektronen an sich zu ziehen).

- Innerhalb einer Periode nimmt die Elektronegativität von links nach rechts zu (Kernladung steigt, höhere Anziehungskraft auf Elektronen).
- Innerhalb einer Gruppe nimmt die Elektronegativität von oben nach unten ab.

5. Bindungstheorie

In der Chemie wird zwischen Primärbindungen (innerhalb von Verbindungen, erklärt den Zusammenhalt von Atomen innerhalb der Verbindung)

- Atombindung, kovalente Bindung (zwischen Nichtmetallatomen)
- Ionenbindung (zwischen Kation (i.d.R Metallatom) und Anion (i.d. R. Nichtmetallatom))
- Metall – oder metallische Bindung (zwischen Metallatomen)

und Sekundärbindungen (zwischen den Verbindungen, erklärt den Zusammenhalt von Molekülverbänden) unterschieden:

- Van-der-Waals-Kräfte (zwischen unpolaren Molekülen)
- Dipol-Dipol-Anziehung (zwischen polaren Molekülen)
- Wasserstoffbrückenbindung (zwischen N-O-F-Verbindungen und einem gebundenen H-Atom)

Vorhersage von Reaktionsprodukten (Bindigkeitsmodell)

- Dieses Modell lässt sich nur auf Element-Reaktionen (zwei Elemente reagieren) übertragen
Elemente bekommen sog. Bindigkeit (1. – 4 HG → HG-Nummer / 5. – 8 HG → 8 – HG-Nummer) zugewiesen
Bildung des KgV aus beiden Werten, die Zahl der Atome im Produkt ergibt sich: (KgV : jeweilige Bindigkeit)

Abschätzung des Kernradius

- Kernradius = $1,45 \cdot 10^{-15} \text{ m} \cdot (\text{Zahl der Protonen} + \text{Neutronen})^{1/2}$

Molekulare Stoffe (Moleküle)

- Bestimmung der (Elektronenpaar) Bindungen eines molekularen Stoffes (Molekül)
 $0,5 \cdot [(2 \cdot \text{Anzahl H Atome}) + (8 \cdot \text{Anzahl übrige Atome}) - \text{Anzahl VE aller Atome}]$
- Bestimmung der formalen Ladung eines Atoms in einer Verbindung
 $\text{Ladung} = \text{VE} - (\text{NBVE} - 0,5 \cdot \text{BVE})$

Legende:

HG = Hauptgruppennummer

VE = Zahl der Valenzelektronen

NBVE = Zahl der nichtbindenden Valenzelektronen

BVE = Zahl der bindenden Valenzelektronen

6. Chemische Reaktionen

Im Prinzip können zwei grundlegenden Reaktionstypen unterschieden werden:

Synthese: Der chemische Vorgang, bei dem sich Stoffe zu einem neuen Stoff vereinigen, ist eine Synthese. $A + B \rightarrow AB$

Analyse: Den Vorgang der chemischen Zerlegung eines Stoffes in einfachere Bestandteile nennt man Analyse. $AB \rightarrow A + B$

Daneben kann man noch einen dritten Typen unterscheiden:

Den Vorgang, wenn mehrere Edukte zu mehreren Produkten reagieren, nennt man Umsetzung: $2A + B + C \rightarrow AB + AC$

Anhand des Energieumsatzes können diese beiden Reaktionstypen genauer charakterisiert werden.

Exotherm: Eine Reaktion, bei der Energie abgegeben wird, bezeichnet man als exotherme Reaktion (Reaktionsenergie bzw. –enthalpie ist kleiner als 0)

Endotherm: Eine Reaktion, bei der Energie aufgenommen wird, bezeichnet man als endotherme Reaktion. Zur Aufrechterhaltung der Reaktion muss ständig Energie zugeführt werden. (Reaktionsenergie bzw. –enthalpie ist größer als 0)

7. Gesetze zum Aufstellen von Reaktionsgleichungen

Eine chemische Gleichung wird unter Berücksichtigung der stöchiometrischen Wertigkeit der Elemente und unter Verwendung von Indizes und Koeffizienten formuliert.

Dabei wird berücksichtigt, dass bei einer chemischen Reaktion keine Atome verloren gehen oder neu gebildet werden.

$$\sum m(\text{Edukte}) = \sum m(\text{Produkte}) \quad \text{Gesetz von der Erhaltung der Masse}$$

Gesetz der konstanten Proportionen: Elemente in der gleichen chemischen Verbindung kommen immer im gleichen Verhältnis vor, d.h. z.B. die Verbindung H₂O besteht überall auf der Erde aus zwei Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom.

Gesetz der multiplen Proportionen: Elemente in allen chemischen Verbindungen stehen in einem ganzzahligen Verhältnis zueinander, z.B. 1:1 oder 1:2

8. Formeln zur Berechnung der Stoffmenge n

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Berechnung der Stoffmenge bei bekannter Anzahl an Atomen N
(N_A : Avogadrokonstante, $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen pro mol)

$$n = \frac{m}{M}$$

Berechnung der Stoffmenge bei bekannte Masse m
(M: Molare Masse, aus dem PSE herleitbar)

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

Berechnung der Stoffmenge idealer Gase bei bekanntem Druck p,
Volumen V und Temperatur T
(R: Gaskonstante, $8,314 \cdot \text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$)

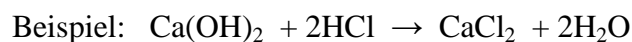
$$n = c \cdot V$$

Berechnung der Stoffmenge bei Lösungen bei bekanntem Volumen und
Konzentration

Diese Formeln lassen sich auch ineinander umwandeln, um andere Größen wie z.B. die Konzentration c zu berechnen.

Anwendung:

Bevor mit der Berechnung von Stoffmenge oder anderen Größen begonnen werden kann, muss eine Gleichung mit den richtigen stöchiometrischen Koeffizienten vorliegen. Anschließend kann man Stoffe in Relation zueinander setzen, um die gesuchte Größe zu bestimmen.



Will man beispielsweise $m(\text{CaCl}_2)$ bestimmen und kennt $n(\text{HCl})$, so gelingt dies über das Stoffmengenverhältnis, denn aus der Gleichung folgt: $n(\text{HCl}) : n(\text{CaCl}_2) = 2 : 1$. Nun setzt man für $n(\text{CaCl}_2) = m(\text{CaCl}_2) : M(\text{CaCl}_2)$ ein und kann die Gleichung lösen.

Legende:

n = Stoffmenge in mol

m = Masse in g

M = molare Masse in g/mol

c = Stoffmengenkonzentration in mol/L

V = Volumen in L

9. Formeln zur Berechnung des pH-Wertes

9.1 Grundlegende Definitionen:

Säure: Kann ein Proton (H^+ -Ion) abgeben (Protonendonator)

Base: Kann ein Proton (H^+ -Ion) aufnehmen (Protonenakzeptor)

Ampholyt: Kann je nach Reaktionpartner ein Proton aufnehmen oder abgeben

9.2 Berechnung des pH-Wertes

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{pH-Berechnung im sauren Milieu}$$

$$\text{pH} = 14 - \log [\text{OH}^-] \quad \text{pH-Berechnung im basischen Milieu}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} \quad \text{Zusammenhang zw. pH- und pOH-Wert}$$

9.3 Berechnung der Protonenkonzentration für starke Säuren

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [c_0]$$

$$[\text{OH}^-] = [c_0]$$

Berechnung der H_3O^+ (OH^-)-Konz. einer starken Säure (Base), Konzentration von $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ($[\text{OH}^-]$) entspricht der eingesetzten Säure (Base) konzentration c_0 , die Konzentration muss höher sein als 10^{-5} mol/L

9.4 Berechnung der Protonenkonzentration für starke, verdünnte Säuren

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{c_0}{2} + \sqrt{\frac{c_0^2}{4} + K_W}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{c_0}{2} + \sqrt{\frac{c_0^2}{4} + K_W}$$

Berechnung der H_3O^+ (OH^-) Konz einer starken Säure (Base), Konzentration von $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ($[\text{OH}^-]$) entspricht der eingesetzten Säure (Base) -Konzentration c_0 , die Konzentration muss geringer sein als 10^{-6} mol/L

9.5 Berechnung der Protonenkonzentration für mittelstarke Säuren

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = -\frac{K_S}{2} + \sqrt{\frac{K_S^2}{4} + K_S \cdot c_0}$$

Berechnung der H_3O^+ -Konzentration einer mittelstarken Säure (Säurekonstante K_S)

$$[\text{OH}^-] = -\frac{K_B}{2} + \sqrt{\frac{K_B^2}{4} + K_B \cdot c_0}$$

Analog Berechnung der OH^- -Konzentration für eine mittelstarke Base (Basenkonstante K_B)

9.6 Berechnung der Protonenkonzentration für schwache Säuren

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_S \cdot c_0}$$

Berechnung der H_3O^+ -Konz. für eine schwache Säure

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_B \cdot c_0}$$

Berechnung der OH^- -Konz. für eine schwache Base

9.7 Puffersysteme:

$$\text{pH} = \text{p}K_S + \log\left(\frac{c(\text{Base})}{c(\text{Säure})}\right)$$

Zusammenhang zwischen dem pH-Wert und der Konzentration einer mittelstarken Säure und ihrer korrespondierenden Base in verdünnten wässrigen Lösungen ($c < 1\text{mol/L}$)

Die obig abgebildete Gleichung ist die Henderson-Hasselbalch-Gleichung (manchmal auch Puffergleichung genannt). Mit Hilfe dieser Gleichung lassen sich einfache Berechnungen zum pH-Verhalten von Pufferlösungen durchführen. Achtung: diese Gleichung ist eine Näherungsgleichung, als praktisch sinnvolle Grenzverhältnisse haben sich 1:10 bis 10:1 herausgestellt. Bei geringerer Konzentration muss der Effekt des Wassers (Autoprotolyse $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$) berücksichtigt werden, dies aber in der Henderson-Hasselbalch-Gleichung nicht einberechnet wird.

Dieses Grenzverhältnis findet sich im sog. Pufferbereich wieder und ergibt sich aus dem $\text{p}K_S$ -Wert der beteiligten Säure: **pH = pKs +- 1.**

Daneben gibt es die sog. Pufferkapazität (beschreibt die Wirkung eines Puffers bezüglich der Zugabe einer Säure oder Base), diese beschreibt die Änderung des pH-Wertes in Abhängigkeit von Säure- bzw. Basezusatz: **Pufferkapazität = Δc (Base bzw. Säure) : ΔpH**

10. Bestimmung von Oxidationszahlen

Unter Oxidationszahl versteht man die Ladung, die ein echtes Ion besitzt bzw. ein Scheinion innerhalb einer Verbindung besäße, wenn diese Verbindung aus lauter Ionen aufgebaut wäre. Oxidationszahl = Anzahl der abgegebenen bzw. aufgenommenen Elektronen.

Die Berechnung erfolgt nach folgenden Regeln (für anorganische Verbindungen)

- 1. Schritt: Die Gesamtoxidationszahl (Addition aller Oxidationszahlen) einer neutralen Verbindung bzw. Elementes ist gleich 0. Handelt es sich um eine geladene Verbindung bzw. geladenes Ion gilt nachfolgende Regel
- Die Gesamtoxidationszahl (Addition aller Oxidationszahlen) einer geladenen Verbindung bzw. Ions ist gleich deren Ladung.
- 2. Schritt: Nachdem man nun ein Gleichungssystem der Form „Gesamtoxidationszahl = Ox-Zahl (Atom1) + Ox-Zahl (Atom2) + ...“ erhalten hat, muss man sog. Referenzwerte einsetzen, um das Gleichungssystem zu lösen:
 - H-Atom (Ausnahme: Hydride) hat immer die Oxidationszahl +I
 - Alle Erdalkalimetallatome haben die Oxidationszahl +II
 - Alle Erdalkalimetallatome haben die Oxidationszahl +II
 - O-Atom (Ausnahme: kein Oxid) hat immer die Oxidationszahl -II
 - Alle Halogenatome (Ausnahme: kein Halogenid) hat immer die Oxidationszahl -I

Anmerkung: Um ein Gleichungssystem zu lösen, darf nur noch eine Unbekannte (Oxidationszahl) vorhanden sein. Sollte dies nicht der Fall sein, muss man die Verbindung zerlegen (z.B. $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+$ und NO_3^-). Wichtig ist ebenfalls zu erkennen, dass die Atome in Elementen immer die Oxidationszahl 0 haben.

Beispiel: ClF („Chlorfluorid“)

1. Aufstellen des Gleichungssystems: Neutrale Verbindung $\rightarrow 0 = \text{OZ}(\text{Cl}) + \text{OZ}(\text{F})$
2. Referenzwerte in das Gleichungssystem einsetzen: Fluorid ist ein Halogenid $\rightarrow \text{OZ}(\text{F}) = -I$, Chlor ist aber kein Halogenid (wie der Name schon sagt, ist Chlor ein Halogen), daher bleibt $\text{OZ}(\text{Cl})$ vorerst unbekannt.
3. Auflösen des Gleichungssystems: $0 = \text{OZ}(\text{Cl}) + (-I)$
4. Ergebnis: $\text{OZ}(\text{Cl}) = +I$

11. Elektronenübertragungsreaktionen

11.1 Allgemein wird eine Elektronenübertragungsreaktion auch als Redox-Reaktion (Kombination aus Reduktion und einer Oxidation) bezeichnet. Dabei wird ein Elektron von der reduzierten Form einer Verbindung/Element auf die oxidierte Form einer Verbindung/Element übertragen. Bei der Elektronenübertragungsreaktion benötigt man also einen Elektronendonator und einen Elektronenakzeptor (also zwei Pole).

- Bei der galvanischen Zelle (freiwillig ablaufende Redoxreaktion, $\Delta E^\circ > 0,0$ Volt)

Anode bildet den Minuspol, hier findet die Oxidation statt.

Kathode bildet den Pluspol, hier findet die Reduktion statt

Allgemein gilt bei der galvanischen Zelle:

wenn positive Ladungsträger von der Lösung zum Metall übergehen \rightarrow Metall = Kathode.

wenn positive Ladungsträger vom Metall in Lösung übergehen. \rightarrow Metall = Anode

- Bei der Elektrolysezelle (erzwungene Redoxreaktion, $\Delta E^\circ < 0,0$ Volt)

Anode bildet den Pluspol, hier findet die Oxidation statt.

Kathode bildet den Minuspol, hier findet die Reduktion statt

11.2 Vorhersagbarkeit von Redoxreaktionen: Dazu werden die Standardpotentiale E° der Ausgangsstoffe benötigt und die Differenz berechnet: $\Delta E^\circ = E^\circ(\text{oxidierte Form}) - E^\circ(\text{reduzierte Form})$. Ist $\Delta E^\circ > 0,0$ Volt, so läuft die Reaktion freiwillig ab.

Die Standardpotentiale E° gelten unter Standardbedingungen. Wird eine Reaktion unter Nicht-Standardbedingungen durchgeführt, so muss das Potential E mithilfe der Nernstschen Gleichung berechnet werden

$$E = E^\circ + \frac{RT}{z_e F} \ln \frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}}$$

Nernst-Gleichung

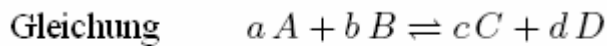
R = Gaskonstante, 8.314 J/mol · K

z = Anzahl der übertragenen Elektronen

F = Faraday-Konstante, 96.487 As

E° = Standardpotential

12. Reaktionsgeschwindigkeit (Kinetik)



Gleichgewicht $K = \frac{c(C)^c \cdot c(D)^d}{c(A)^a \cdot c(B)^b}$

Die Gleichgewichtskonstante K für (Gleichgewichts-) Reaktionen in Lösungen ist der Quotient aus dem Produkt der Konzentration der Produkte und dem der Edukte.

Ist $K < 1$ liegt das Gleichgewicht auf Seiten der Produkte, d.h. die Edukte reagieren in großer Masse zu Produkten. Ist $K > 1$ liegt das Gleichgewicht der Reaktion auf Seiten der Edukte, d.h. die Edukte reagieren kaum zu Produkten.

Löslichkeit der Ionen des Salzes $A_x B_y$
(in mol/L)

$$L = \sqrt[x+y]{\frac{K_L}{x^x \cdot y^y}}$$

K_L = Löslichkeitsprodukt des Salzes

Bei der Löslichkeit eines Salzes handelt es sich auch um ein chemisches Gleichgewicht zwischen dem Feststoff und den zugehörigen Ionen in Lösung

$$\bar{v} = + \frac{\Delta c(P)}{\Delta t}$$

$$\bar{v} = - \frac{\Delta c(E)}{\Delta t}$$

Die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit ist der Quotient aus der Konzentrationsänderung der und der Zeitänderung.

Diese Geschwindigkeit kann sowohl die Bildungsgeschwindigkeit der Produkte als auch die Zerfallsgeschwindigkeit der Edukte (mit umgekehrtem Vorzeichen) beschreiben werden.

Ermitteln lässt sich die mittlere (durchschnittliche) Reaktionsgeschwindigkeit durch graphische Auftragung der Zeit (als x-Achse) und der Konzentration (als y-Achse). Die Geschwindigkeit ist die Steigung des Graphen.

Die momentane Reaktionsgeschwindigkeit ist die Steigung an einem einzelnen (beliebigen) Messpunkt (bzw. einen kleinen Intervall innerhalb des Graphen $\lim \Delta t \rightarrow 0$).

13. Zusammenhang zwischen chemischen Größen

$$\Delta G = - R \cdot T \cdot \ln(K)$$

$$\Delta G = - n \cdot F \cdot \Delta E^\circ$$

$$\ln(K) = \frac{n \cdot F \cdot \Delta E^\circ}{R \cdot T}$$

Links sind beide Möglichkeiten gegeben, die freie Enthalpie ΔG einer Reaktion zu bestimmen, entweder über die Gleichgewichtskonstante K oder Differenz der Standardpotentiale E°

Somit lässt sich beispielsweise die Gleichgewichtskonstante K für Reaktionen (im Gleichgewicht) in Lösungen vorhersagen, da ΔE° leicht zu bestimmen ist.

Mit Hilfe dieser Formeln lassen diese verschiedene Größen ineinander umrechnen. Eine weitere Möglichkeit bietet die Anwendung der Gibbs-Helmholz-Gleichung $\Delta G = \Delta H + T \cdot \Delta S$ (die Änderung der freien Enthalpie ist die Differenz aus der Enthalpieänderung und dem Produkt aus der absoluten Temperatur T und der Entropieänderung), die erlaubt, genauere Aussagen über einen Verlauf einer Reaktion zu machen, als nur ΔH (\rightarrow endotherm, exotherm).

- So werden Reaktionen, die spontan ablaufen als exergon (manchmal auch exergonisch) bezeichnet. Eine Reaktion ist exergon, wenn ΔG ein negatives Vorzeichen hat.
- Reaktionen, bei denen ΔG positiv ist, werden als endergon bezeichnet. Diese Reaktionen können nie freiwillig ablaufen.
- Ist $\Delta G = 0$, so befindet sich die Reaktion im Gleichgewicht.

Ableitungen

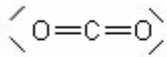

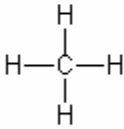
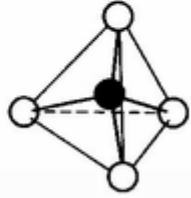
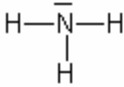
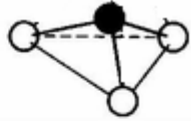
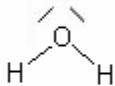
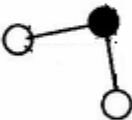
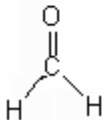
1. Bei gleich bleibender Temperatur und Druck kann eine Reaktion nur spontan ablaufen, wenn ΔG negativ ist (Es gibt z.B. Reaktionen, die endotherm sind, $\Delta H > 0$, und trotzdem freiwillig ablaufen, deswegen sagt ΔH nie aus, ob eine Reaktion auch spontan abläuft)
2. Aus 1. lässt sich folgern: Triebkraft für das Ablaufen einer chemischen Reaktion ist immer die Zunahme der Entropie ($\Delta S > 0$), vgl. 2. Hauptsatz der Thermodynamik

14. Molekülgeometrie

Mit Hilfe des sog. Elektronenpaarabstoßungs-Modell (auch Gillespie-Modell) kann man die Molekülgeometrie bestimmen. Dabei geht von den Lewis-Formeln aus und versucht die Geometrie Moleküls mit Hilfe nachfolgender Regeln zu verdeutlichen:

1. Bindende Elektronenpaare haben zueinander den größtmöglichen Abstand. Mehrfachbindungen haben jedoch nach dem Elektronenpaarabstoßungsmodell den gleichen Raumbedarf wie Einfachbindungen.
2. Freie Elektronenpaare haben einen ähnlichen Einfluss auf den Bau eines Moleküls wie Bindungselektronenpaare. Allerdings beanspruchen freie Elektronenpaare etwas mehr Raum als Bindungselektronenpaare.

Überblick über die wichtigsten Molekülgeometrien:

Lewis-Struktur (ohne 3D-Andeutung)	Geometrie (Bezeichnung)	Strukturmodell
	linear, Bindungswinkel 180°	
	tetraedrisch Bindungswinkel, 109°	
	trigonal-pyramidal Bindungswinkel, 107°	
	gewinkelt Bindungswinkel, 105°	
	trigonal-planar Bindungswinkel, 120°	