

# Inhaltsverzeichnis

## Atomlehre

### A.1 Atommodelle

## Bindungslehre

### B.1 Kovalente Bindung

- B.1.1 Strukturschreibweisen . . . . . 2
- B.1.2 Struktur und Geometrie von Molekülen, Elektronennegativität, Polarität . . . . . 2
- B.1.3 Zwischenmolekulare Kräfte . . . . . 2
- B.1.4 Eigenschaften molekularer Stoffe . . . . . 2

### B.2 Ionenbindung

- B.2.1 Struktur und Aufbau von Salzen . . . . . 2
- B.2.2 Entstehung von Salzen . . . . . 3
- B.2.3 Eigenschaften von Salzen . . . . . 3

### B.3 Metallbindung

- B.3.1 Aufbau von Metallen . . . . . 3
- B.3.2 Eigenschaften von Metallen . . . . . 3

## Reaktionslehre

### R.1 Chemisches Rechnen

- R.1.1 Stöchiometrisches Rechnen . . . . . 3
- R.1.2 Konzentrationsberechnungen . . . . . 3

### R.2 Kinetik

- R.2.1 Grundlagen . . . . . 4
- R.2.2 Faktoren der Geschwindigkeit von chemischen Reaktionen . . . . . 4
- R.2.3 Empirisches Zeitgesetz . . . . . 4

### R.3 Chemisches Gleichgewicht

- R.3.1 Grundlagen der Thermodynamik . . . . . 4
- R.3.2 Enthalpie  $\Delta H$  . . . . . 4
- R.3.3 Entropie  $\Delta S$  . . . . . 4
- R.3.4 Freie Enthalpie  $\Delta G$  . . . . . 4
- R.3.5 Die Gibbs-Energie . . . . . 4
- R.3.6 Massenwirkungsgesetz . . . . . 4
- R.3.7 Reaktionsenthalpie (Thermodynamischer Ansatz) . . . . . 5
- R.3.8 Satz von Le Châtelier . . . . . 5
- R.3.9 Lage des Gleichgewichts . . . . . 5

### R.4 Ozon

- R.4.1 Funktion & Bedeutung . . . . . 5
- R.4.2 Ozonschicht & Ozonloch . . . . . 5

### R.5 Säure-Base Reaktionen

- R.5.1 Definition nach Brönsted . . . . . 5
- R.5.2 Säure-Base Reaktionen (Protolyse) . . . . . 5
- R.5.3 pH Berechnungen . . . . . 6
- R.5.4 Neutralisationen . . . . . 7
- R.5.5 Titrationsen . . . . . 7
- R.5.6 Puffer . . . . . 7

### R.6 Redox-Reaktionen

- R.6.1 Galvanische Elemente . . . . . 7
- R.6.2 Elektrolyse . . . . . 7

## Organische Chemie

### O.1 Kohlenwasserstoffe

- O.1.1 Alkane, Alkene, Alkine, Aromaten . . . . . 7
- O.1.2 Nomenklatur . . . . . 7

### O.2 Funktionelle Gruppen

### O.3 Erdöl

### O.4 Kunststoffe

### O.5 Aminosäuren und Proteine

# Atomlehre

## A.1 Atommodelle

**Dalton.** Im Dalton-Modell stellt man sich die Atome als Kugeln vor. Nach Ansicht von Dalton besteht jedes Element aus gleichen kleinsten Teilchen, welche auch er als Atome bezeichnet.

**Rutherford.** Kern-Hülle-Modell; ein Atom hat einen positiv geladenen Kern. Diese positiven Anteile bekamen den Namen Protonen. Um den Kern herum kreisen Elektronen auf Kreisbahnen und stellen den negativ geladenen Teil des Atoms dar. Erscheint ein Atom nach außen hin elektrisch neutral, muss der Anteil an positiven und negativen Ladungen gleich groß sein.

**Bohr.** Elektronen können nur ganz bestimmte Energiezustände einnehmen. Elektronen können allerdings nur ganz bestimmte - also nicht beliebige - Abstände vom Kern einnehmen. Diese jeweiligen stabilen Kreisbahnen verhindern den Sturz der Elektronen auf den Atomkern.

- K-Schale: 2 Elektronen
- L-Schale: 8 Elektronen
- M-Schale: 18 Elektronen
- N-Schale: 32 Elektronen

**Valenzelektronen:** Elektronen auf nicht gesättigten Elektronenschalen

# Bindungslehre

## B.1 Kovalente Bindung

### B.1.1 Strukturschreibweisen

- Strukturformel
- Skelettformel = Lewis-Formel = Strich-Formel
- Gruppenformel

### B.1.2 Struktur und Geometrie von Molekülen, Elektronennegativität, Polarität

#### B.1.2.1 Elektronennegativität

**Elektronennegativität:**  $\chi$ ; relatives Mass für die Fähigkeit eines Atoms, in einer chemischen Bindung Elektronenpaare an sich zu ziehen. Von 0.7 bis 4.

Bei  $\Delta\chi \geq 1.8$ : Ionenbindung.

**Bindungspolarität:** Eine Bindung eines Atoms mit hoher und eines Atoms mit tiefer Elektronegativität ist polar. Auf der Seite des Atoms mit der höheren Elektronegativität ist die Partialladung negativ ( $\delta^-$ ), auf der Seite des Atoms mit der

tieferen Elektronegativität positiv ( $\delta^+$ ). Beispiel: Chlor (Cl) hat eine Elektronegativität von 3.0, bei Brom (Br) beträgt sie nur 2.8. Gehen nun ein Chlor- und ein Brom-Atom eine Verbindung ein, ist diese polar (Cl :  $\delta^-$ , Br :  $\delta^+$ ). Da die Differenz nur gerade 0.2 beträgt, ist die Bindung nur schwach polar. Je höher die Differenz der beiden Elektronegativitäten, desto stärker ist die Bindungspolarität.

### B.1.3 Zwischenmolekulare Kräfte

**Wasserstoffbrücken.** Wasserstoffbrücken sind elektrostatische Kräfte zwischen Wasserstoffatomen, die an F-, O- oder N-Atome gebunden sind und den freien Elektronenpaaren solcher Atome in benachbarten Molekülen. Sie wirken, weil Wasserstoff von allen Nichtmetallen die kleinste Elektronegativität hat.

**Dipol-Dipol-Wechselwirkung.**  $\Delta\chi \geq 0.5$ . Zwischen Dipol-Molekülen wirken die Dipol-Dipol-Kräfte. Diese Kräfte sind relativ stark und von der Molekülgestalt und der Bindungspolarität (Differenz der Elektronegativität) abhängig.

**Van der Waals-Kräfte.** Die Van-der-Waals-Kräfte entstehen aufgrund der zeitweise asymmetrischen Ladungsverteilung, die bei der Bewegung von Elektronen um einen Atomkern auftreten. Es entstehen momentane Dipole. Je grösser die Molekülmasse und die Moleküloberfläche, desto stärker die Van-der-Waals-Kräfte. Bei kleinen Dipol-Molekülen sind die Dipol-Dipol-Kräfte in der Regel stärker als die Van-der-Waals-Kräfte.

### B.1.4 Eigenschaften molekularer Stoffe

**Schmelzpunkt, Siedepunkt.** Eher tief, viele Molekülverbindungen sind bei Raumtemperatur flüssig oder gasförmig. Abhängig von zwischenmolekularen Kräften (ZMK).

**Löslichkeit.** Abhängig von ZMK. Polare Moleküle wasserlöslich, unpolare löslich in unpolaren Lösungsmitteln (Benzin).

**Sonstiges.** Elektrische Nichtleiter.

## B.2 Ionenbindung

### B.2.1 Struktur und Aufbau von Salzen

Ionengitter mit Kationen und Anionen.

**Kation:** Gibt ein Metall-Atom Valenzelektronen ab, wird aus ihm ein positiv geladenes Metall-Ion, Kation.

**Anion:** Nimmt ein Nichtmetall-Atom Valenzelektronen auf, wird aus ihm ein negativ geladenes Nichtmetall-Ion, Anion.

**Anorganische Salze:** Es liegen Kationen von Metallen vor, die Anionen sind Nichtmetalle oder deren Oxide. Natriumchlorid: Na: Metall. Cl: Nichtmetall.

**Organische Salze:** Mindestens ein Kation oder Anion ist eine organische Verbindung.

## B.2.2 Entstehung von Salzen

- Zunächst muss die Aktivierungsenergie zugeführt werden, damit die Reaktion in Gang kommt. Natrium muss vom festen in den gasförmigen Zustand überführt werden, dazu muss Sublimationsenergie aufgewendet werden. Da Chlor in der Natur nur als Chlor-Verbindung  $Cl_2$  vorkommt, müssen die beiden Chlor-Atome voneinander getrennt werden. Dazu wird Bindungsenergie aufgewendet.
- Die Natrium-Atome geben alle ihre Valenzelektronen ab. Die Natrium-Kationen ( $Na^+$ ) verlieren damit ihre Valenzschale und haben nun nur noch 2 Elektronenschalen (Elektronenkonfiguration: 2/8). Die Entfernung der Valenzelektronen erfordert Ionisierungsenergie. Bei einer Reaktion mit Nichtmetallen zu Salz geben Hauptgruppen-Metalle in der Regel alle ihre Valenzelektronen ab und erreichen dadurch Edelgaskonfiguration.
- Die Chlor-Atome füllen ihre Valenzschale mit den freigegebenen Elektronen. Dabei wird der Energiebetrag der Elektronenaffinität freigesetzt. Aus den Chlor-Atomen sind nun Chlor-Anionen ( $Cl^-$ ) geworden (Elektronenkonfiguration: 2/8/8, Edelgaskonfiguration).
- $Na^+$  und  $Cl^-$  verbinden sich zu einem Kristall (Ionen-gitter). Dabei wird die Gitterenergie freigesetzt. Eine solche Verbindung wird als Ionenverbindung bezeichnet.

## B.2.3 Eigenschaften von Salzen

**Schmelzpunkt, Siedepunkt.** Hoch, bei Raumtemperatur sind alle Salze fest Abhängig von Gitterenergie

**Löslichkeit.** Mehr oder weniger in Wasser löslich, je nach Gitterenergie und Hydratationsenergie. Faustregel: unlöslich, wenn beide Ionen Ladung 2 oder höher haben (Ausnahmen:  $AgCl$ ,  $AgI$ ) Nicht löslich in unpolaren Lösungsmitteln

**Sonstiges.** Spröde, in Lösung oder als Schmelze: elektrisch leitfähig (es können sich die geladenen Ionen als Ladungsträger frei in der Flüssigkeit bewegen). Feststoff: nicht leitend.

**Reaktionen.** Salzbildung, Elektrolyse, Lösen, Fällern

## B.3 Metallbindung

### B.3.1 Aufbau von Metallen

Im festen Zustand bilden Metall-Atome ein Metallgitter. Die Atomrümpfe sind dicht gepackt. Dazwischen bewegen sich die VE frei umher (Elektronengas). Zwischen den negativ geladenen Elektronen und den positiv geladenen Atomrümpfen herrschen elektrostatische Kräfte, welche das Gitter zusammenhalten (metallische Bindung).

#### B.3.1.1 Bedeutung des Aufbaus

- Die verschiebbaren Elektronen ermöglichen die elektrische Leitfähigkeit.

- Die metallische Bindung (die starken Gitterkräfte) führen zu einer hohen Härte und hohen Schmelz- und Siedetemperaturen.
- Die Gitterebenen lassen sich leicht gegeneinander verschieben, wodurch Metalle duktil (verformbar) werden.

## B.3.2 Eigenschaften von Metallen

**Schmelzpunkt, Siedepunkt.** In der Regel relativ hoch, abhängig von Anzahl Valenzelektronen, bei Raumtemperatur, fest (ausser Hg).

**Löslichkeit.** Unlöslich.

**Sonstiges.** Gute elektrische Leiter, gute Wärmeleiter, Metallglanz, duktil (verformbar).

# Reaktionslehre

## R.1 Chemisches Rechnen

### R.1.1 Stöchiometrisches Rechnen

**mol:**  $1 \text{ mol} = 6.022 \cdot 10^{23}$  Teilchen

**m:** Gewicht absolut in  $[g]$

**n:** Teilchenanzahl; in  $[mol]$ .

**M:** Molare Masse in  $[g/mol]$

**V:** Volumen; in  $[l]$

**c:** Konzentration in  $[mol/l]$ , manchmal  $M$  verwendet.

**T:** Konzentration; in  $[K]$

**p:** Druck; in  $[Pa]$ .

### R.1.2 Konzentrationsberechnungen

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

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

$$c = \frac{n}{V}$$

$$n = \frac{V}{V_m}$$

$$1l = 1 \text{ dm}^3 = 0.001 \text{ m}^3$$

$$p \cdot v = n \cdot R \cdot T$$

$$R = 8.31448 \frac{J}{K \cdot mol}$$

$$0^\circ C = 273.15 K$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 Pa; p_n = 1 \text{ bar} = 1013.25 \text{ hPa}$$

## R.2 Kinetik

### R.2.1 Grundlagen

Beschreibt die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen.

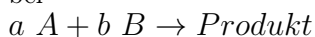
### R.2.2 Faktoren der Geschwindigkeit von chemischen Reaktionen

- Temperatur ( $\uparrow$ )
- Konzentration ( $\uparrow$ )
- Reaktionsoberfläche ( $\uparrow$ )
- Katalysator ( $\cdot$ )

### R.2.3 Empirisches Zeitgesetz

$$v = k \cdot c^a(A) \cdot c^b(B)$$

bei



## R.3 Chemisches Gleichgewicht

### R.3.1 Grundlagen der Thermodynamik

**Aktivierungsenergie:** Energiezufuhr, die eingesetzt werden muss, damit die Reaktion anfängt, abzulaufen.

**innere Energie U:**

$$\Delta U = q + w \text{ oder } \Delta U = \Delta H - p \cdot \Delta V$$

$\Delta U$ : Änderung der inneren Energie

$q$ : als Wärme zugeführte Energie

$w$ : als Arbeit zugeführte Energie, kann zum Beispiel Volumenveränderung sein.

**Volumenarbeit:**  $w = p \cdot \Delta V$

$w$ : Volumenarbeit

$p$ : Druck

$\Delta V$ : Volumenänderung

$\Delta H$ : Enthalpie

### R.3.2 Enthalpie $\Delta H$

Wärmemenge, die während einer Reaktion bei konstanten Druck auf ein System übertragen wird.

$$\Delta H = \sum \Delta H_R^0 = \sum \Delta H_f^0(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^0(\text{Edukte})$$

**Standardbildungsenthalpie:** Stoffparameter, in den Bindungen gespeicherte Energie, die als Wärme freigesetzt werden kann.

$\Delta H_f^0$  in  $\text{kJ/mol}$

**Hinweis:**  $\Delta H_{f,O_2}^0 = 0$

**endotherme Reaktion:**  $\Delta H_R^0 > 0$  Wärme wird von der Umgebung aufgenommen. Das Reaktionsgemisch kühlt sich ab.

**exotherme Reaktion:**  $\Delta H_R^0 < 0$  Wärme wird an die Umgebung abgegeben. Das Reaktionsgemisch erwärmt sich.

### R.3.3 Entropie $\Delta S$

Die Entropie ist ein Zustand, die den Ordnungsgrad beschreibt. Hohe Entropie = Hohes Chaos. Alle Reaktionen streben nach einem hohen Entropiegrad. Ludwig Boltzmann.

$$\Delta S_R^0 = \sum \Delta S^0(\text{Produkte}) - \sum \Delta S^0(\text{Edukte})$$

**Entropieformel:**  $S = k \cdot \ln(W)$

$S$ : Entropie

$k = R/N_A = 1.38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$ : Boltzmann-Konstante

$W$ : idk man

Die Entropie ist proportional zum Logarithmus der zugänglichen inneren Energie.

**Entropieänderung:**  $\Delta S_R^0 > 0$ : Mehr Entropie

$\Delta S_R^0 < 0$ : Weniger Entropie

Generell sind aus entropischer Sicht Reaktionen bevorzugt, welche Unordnung produzieren:

$$\Delta S_{\text{gesamt}} = \Delta S_{\text{System}} + \Delta S_{\text{Umgebung}}$$

Ein spontaner Vorgang ist nur dann möglich, wenn eine Zunahme der Gesamtentropie von System und Umgebung erfolgt.

### R.3.4 Freie Enthalpie $\Delta G$

Gesamtenergieumsatz einer chemischen Reaktion.

$$\Delta G_R^0 = \sum \Delta G_f^0(\text{Produkte}) - \sum \Delta G_f^0(\text{Edukte})$$

**endergonische Reaktion:** Die Reaktion läuft nicht freiwillig ab.

$$\Delta G_R^0 > 0$$

**exergonische Reaktion:** Die Reaktion läuft freiwillig ab, evtl. Aktivierungsenergie nötig.

$$\Delta G_R^0 < 0$$

### R.3.5 Die Gibbs-Energie

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

$\Delta G$ : Freie Enthalpie

$\Delta H$ : Enthalpie

$T$ : Temperatur

$\Delta S$ : Entropie

Exotherme Reaktionen, die Unordnung produzieren:

$$H < 0; S > 0$$

Endotherme Reaktionen, die Unordnung produzieren:

$$H > 0; S > 0$$

Exotherme Reaktionen, die Ordnung produzieren:

$$H < 0; S < 0$$

### R.3.6 Massenwirkungsgesetz

Im Zusammenhang mit dem *chemischen Gleichgewicht*: Stoffmengen bleiben auf beiden Seiten konstant.

Bei  $a A + b B \rightarrow c C + d D$ :

$$v_{hin} = k_{hin} \cdot c^a(A) \cdot c^b(B)$$

$$v_{rück} = k_{rück} \cdot c^c(C) \cdot c^d(D)$$

$$v_{hin} = v_{rück} \Rightarrow \frac{k_{hin}}{k_{rück}} = K_c = \frac{c^c(C) \cdot c^d(D)}{c^a(A) \cdot c^b(B)} \quad (1)$$

**Gleichgewichtskonstante:**  $K_c = \frac{k_{hin}}{k_{rück}}$

Je grösser  $K_c$ , desto stärker liegt das Gleichgewicht auf der Produktseite.

### R.3.7 Reaktionsenthalpie (Thermodynamischer Ansatz)

$$\Delta G_R^0 = -R \cdot T \cdot \ln(K_c) \quad (2)$$

$$K_c = e^{-\frac{\Delta G_R^0}{R \cdot T}} \quad (3)$$

### R.3.8 Satz von Le Châtelier

Satz von Le Châtelier: *Übt man auf ein sich im Gleichgewicht befindliches System einen Zwang aus, so reagiert das System so, dass der Zwang kleiner wird.*

### R.3.9 Lage des Gleichgewichts

**Temperatur.** Temperaturerhöhung: Gleichgewicht verschiebt sich in Richtung der endothermen Reaktion.

**Druck.** Bei einer Erhöhung des Druckes verschiebt sich die Lage des chemischen Gleichgewichts auf diejenige Seite, auf der sich weniger gasförmige Teilchen befinden.

**Konzentration.** Erhöht man die Konzentration eines Edukts, erhöht man automatisch auch die Konzentrationen aller Produkte. Erhöht man die Konzentration eines Produkts, erhöht man automatisch auch die Konzentrationen aller Edukte. Die Gleichgewichtskonstante behält ihren Wert, keinen Einfluss (!).

## R.4 Ozon

$O_3$ : Ozon

### R.4.1 Funktion & Bedeutung

- $O_3$  absorbiert schädliche UV-b- und UV-c-Strahlung

### R.4.2 Ozonschicht & Ozonloch

Die Ozonschicht liegt in der *Stratosphäre*.

#### R.4.2.1 Bildung von Ozon

- Unter Einwirkung von UV-Strahlen;  $\Delta H = +286 \text{ kJ/mol}$ :  
 $O_2 \rightarrow O_3$
- Künstliche Herstellung des Menschen, Automobilverkehr, die  $NO_2$  ausstossen:  
 $NO_2 + O_2 \rightarrow NO + O_3$   
 $NO_2 \xrightarrow{\text{UV-Licht}} NO + O$   
 $O + O_2 \rightarrow O_3$

#### R.4.2.2 Abbau von Ozon

Hauptsächlich durch Bindung mit Radikalen:  $O_3$  wird abgebaut zu  $O_2$  im *Ozonabbaukreislauf*. Radikale entstehen durch Aufspaltung von FCKW-Stoffen durch UV-Strahlung. Der *Ozonabbaukreislauf* kann nur gestoppt werden, wenn die Radikale sich mit Hydroxid- ( $OH$ ) und Stickstoffdioxidradikalen ( $NO_2$ ) binden.

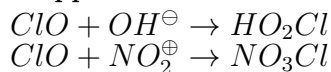
**FCKW:** Fluor-Chlor-Kohlenwasserstoffe. Beispiel:  $CF_2Cl_2$

**Bildung von Radikalen:**  $CF_2Cl_2 \rightarrow CF_2Cl + Cl^\ominus$

**Ozonabbaukreislauf:**

- $Cl^\ominus + O_3 \rightarrow ClO + O_2$
- $ClO + O_2 \rightarrow Cl^\ominus + 2 O_2$

**Stoppen der Ozonabbaukreislaufs:**



Grund für das Vorkommen von Ozonlöchern an Polen: Niedrige Temperatur bewirkt, dass  $HO_2Cl$  und  $NO_3Cl$  in Eiswolken erstarren und katalytisch umgewandelt werden zu  $HNO_3$ ,  $Cl_2$ ,  $HCl$ . Bei Auftauen wird so das Ozon sprungartig abgebaut.

## R.5 Säure-Base Reaktionen

### R.5.1 Definition nach Brönsted

*Säuren sind Protonenspende, Basen sind Protonenakzeptoren.*

### R.5.2 Säure-Base Reaktionen (Protolyse)

- Nichtmetalloxide erzeugen saure Lösungen, Metalloxide erzeugen basische Lösungen.
- Saure und basische Lösungen leiten Strom: Die Lösungen enthalten Ionen.
- Säuren enthalten Wasserstoffatome, Basen enthalten stark elektronegative Atome mit nichtbindenden Elektronenpaaren.

**Protolyse:** Säure-Base-Reaktion: Ein Stoff gibt ein Proton ab, ein Stoff nimmt ein Proton auf.

**Beispiel Säure:**  $HCl$

**Beispiel Säurereaktion:**  $HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$

**Beispiel Base:**  $NH_3$

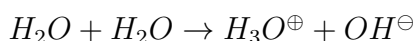
**Beispiel Basereaktion:**  $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$

**Hydronium-Ion:**  $H_3O^+$

**Hydroxid-Ion:**  $OH^-$

**Ampholyte:** Stoffe, die die Funktion einer Säure und einer Base einnehmen können. Zum Beispiel  $H_2O$

**Autoprotolyse von Wasser:**



### R.5.3 pH Berechnungen

#### R.5.3.1 Allgemein

Das Massenwirkungsgesetz (R.3.6) auf Autoprotolyse anwenden:

$$K_c = \frac{c^c(C) \cdot c^d(D)}{c^a(A) \cdot c^b(B)} = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(OH^-)}{c^2(H_2O)} \quad (4)$$

Man kann nun annehmen, dass  $c(H_2O)$  konstant ist im Reaktionssystem, wenn nur kleine Mengen an Säuren und Basen reagieren  $\rightarrow$  Ionenprodukt.

**Ionenprodukt:**

$$\begin{aligned} K_w &= K_c \cdot c^2(H_2O) \\ &= c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) \\ &= K_S \cdot K_B \\ &= 10^{-14} \text{ M}^2 \end{aligned} \quad (5)$$

$$K_w = K_c \cdot c^2(H_2O) = c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) = 10^{-14} \text{ M}^2 \quad (\text{Bei } 25^\circ\text{C})$$

**Saure Lösung:**  $c(H_3O^+) > 10^{-7} \text{ M}$

**Neutrale Lösung:**  $c(H_3O^+) = 10^{-7} \text{ M}$

**Basische Lösung:**  $c(H_3O^+) < 10^{-7} \text{ M}$

**pH-Wert:** Negativer 10-er Logarithmus der Konzentration der Hydroniumionen.

$$\begin{aligned} pH &= -\log_{10} c(H_3O^+) \\ &= 14 - pOH \end{aligned} \quad (6)$$

**pOH-Wert:** Negativer 10-er Logarithmus der Konzentration der Hydroxidionen.

$$\begin{aligned} pOH &= -\log_{10} c(OH^-) \\ &= 14 - pH \end{aligned} \quad (7)$$

Skala reicht von 0 bis 14. 0 ist sauer, 7 ist neutral, 14 ist basisch.

**Säurekonstante:** Bei einer vorhandenen Protolyse, bei der eine Säure mit Wasser reagiert, wird die Gleichgewichtskonstante ( $K_c$ ) mit der Konzentration des Wassers ( $c(H_2O)$ ) multipliziert, da sich diese ja konstant verhält.

$$K_S = K_C \cdot c(H_2O) = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(X^-)}{c(HX)} \quad (8)$$

$$pK_S = -\log_{10} K_S$$

Hoher  $K_S$ -Wert oder niedriger  $pK_S$ -Wert: Vollständige Protonenabgabe.

Tiefer  $K_S$ -Wert oder hoher  $pK_S$ -Wert: Unvollständige Protonenabgabe.

**Basenkonstante:** Das gleiche wie Säurekonstante, einfach für basische Reaktionen.

$$K_B = K_C \cdot c(H_2O) = \frac{c(OH^-) \cdot c(HB^+)}{c(B)} \quad (9)$$

$$pK_B = -\log_{10} K_B$$

Hoher  $K_B$ -Wert oder niedriger  $pK_B$ -Wert: Vollständige Protonenaufnahme.

Tiefer  $K_B$ -Wert oder hoher  $pK_B$ -Wert: Unvollständige Protonenaufnahme.

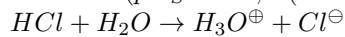
$$pK_S + pK_B = 14. \quad (10)$$

**Starke Säure:** Sie geben ihre Protonen vollständig ab.  
 $pK_S < 0$

**Starke Base:** Sie nehmen Protonen vollständig auf.  
 $pK_B < 0$

#### R.5.3.2 pH-Berechnung mit starken Säuren/Basen

Für  $HCl$  ( $pK_S = -6$ ;  $c(HCl) = 10^{-2} \text{ M}$ ):



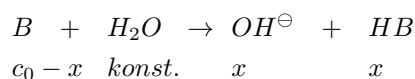
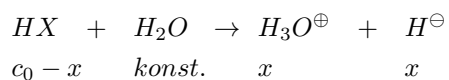
$$c_{GGW}(H_3O^+) = c_0(HCl); K_S = 10^{-2}; pK_S = 2$$

$$K_S = c_{GGW}(H_3O^+) = c_0(HX) \quad (11)$$

11: Starke Säure

$$K_B = c_{GGW}(OH^-) = c_0(B) \quad (12)$$

12: Starke Base

**R.5.3.3 pH-Berechnung mit schwachen Säuren/Basen**

$$K_{\{S|B\}} = \frac{x^2}{c_0 - x}$$

$$x^2 + x \cdot K_{\{S|B\}} - c_0 \cdot K_{\{S|B\}} = 0 \quad (14)$$

$$\begin{aligned} \{pH \mid pOH\} &= -\log_{10} x \\ &= 14 - \{pOH \mid pH\} \end{aligned} \quad (15)$$

**R.5.4 Neutralisationen****R.5.5 Titrationsen****R.5.6 Puffer****R.6 Redox-Reaktionen****R.6.1 Galvanische Elemente****R.6.1.1 Batterien****R.6.1.2 Brennstoffzelle****R.6.1.3 Akkus****R.6.2 Elektrolyse**

## Organische Chemie

**O.1 Kohlenwasserstoffe****O.1.1 Alkane, Alkene, Alkine, Aromaten****O.1.1.1 Allgemein****O.1.1.2 Wichtige Vertreter****O.1.2 Nomenklatur****O.1.2.1 Allgemein****(13) O.1.2.2 Funktionelle Gruppen****O.2 Funktionelle Gruppen****O.3 Erdöl****O.4 Kunststoffe****O.5 Aminosäuren und Proteine**

Gemacht von Max Mathys

**Schule:** MNG Rämibühl**Jahr:** 2016**Lehrerin:** Antoniadis