



Universität Hamburg

DER FORSCHUNG | DER LEHRE | DER BILDUNG

Fachbereich  
Chemie



# Übungen zur Allgemeinen Chemie für Studierende im Nebenfach

## Modul CHE 80 LV 62-080.2

Für Studierende der Biologie,  
"Molecular Life Sciences" (MoLS),  
"Computing in Science" mit Fach Chemie oder  
Biochemie  
sowie Studierende der Kosmetikwissenschaften

Fakultät für Mathematik, Informatik und Naturwissenschaften

Fachbereich Chemie

Martin-Luther-King-Platz 6 - 20146 Hamburg

## Inhalt

1.	Atombau und Eigenschaften von Atomen und Ionen .....	3
1.1.	Grundbegriffe.....	3
1.2.	Atome und Elemente: Aufbau und Anordnung im PSE .....	3
1.3.	Ionen: Eigenschaften und Aufbau.....	4
1.4.	Isotope.....	5
2.	Aufbau der Elektronenhülle .....	5
2.1.	Grundbegriffe.....	5
2.2.	Atomorbitale und Quantenzahlen .....	5
2.3.	Energieniveaus und Elektronenkonfiguration.....	6
3.	Chemische Formeln und Gleichungen, Grundbegriffe .....	7
3.1.	Bestimmen Sie die korrekten Formeln und deren molare Massen. ....	7
3.2.	Benennen Sie folgende Verbindungen.....	7
3.3.	Setzen Sie die stöchiometrischen Faktoren ein.....	7
3.4.	Informieren Sie sich über folgende Begriffe: .....	7
4.	Stöchiometrie und chemisches Rechnen.....	8
4.1.	Gehaltsbestimmung.....	8
4.2.	Masse und Stoffmenge.....	8
4.3.	Gasgesetz und Dichte.....	8
4.4.	Konzentration von Lösungen .....	8
4.5.	Umsätze bei chemischen Reaktionen.....	9
5.	Chemische Bindung und VSEPR-Modell.....	10
5.1.	Grundbegriffe.....	10
5.2.	Bindungstypen .....	10
5.3.	Valenzstrichformeln und VSEPR-Modell .....	10
5.4.	Intermolekulare Wechselwirkungen .....	13
6.	Chemisches Gleichgewicht und Solvation.....	13
6.1.	Grundbegriffe.....	13
6.2.	Massenwirkungsgesetz und Gleichgewichtsverschiebungen .....	13
6.3.	Energetik .....	14
6.4.	Solvation .....	15
6.5.	Löslichkeitsprodukt.....	15

7.	Koordinationsverbindungen.....	16
7.1.	Grundbegriffe.....	16
7.2.	Nomenklatur und Formelschreibweise .....	16
7.3.	Komplexbildung und Komplexzerfall .....	16
8.	Säuren und Basen I .....	17
8.1.	Grundbegriffe.....	17
8.2.	Korrespondierende Säure-Base-Paare .....	17
8.3.	Autoprotolyse und Ionenprodukt des Wassers .....	18
8.4.	pH-Wert-Berechnungen .....	18
9.	Säuren und Basen II .....	19
9.1.	Berechnung von pH-Werten und Neutralisation.....	19
10.	Oxidationszahlen und Redoxgleichungen.....	21
10.1.	Grundbegriffe .....	21
10.2.	Oxidationszahlen .....	21
10.3.	Reaktionsgleichungen .....	22
10.4.	Oxidations- und Reduktionsmittel .....	22
10.5.	Redoxgleichungen I.....	22
10.6.	Teilgleichungen in wässrigem Medium .....	23
11.	Redoxgleichungen II.....	23
11.1.	Galvanische Elemente .....	24

# 1. Atombau und Eigenschaften von Atomen und Ionen

## 1.1. Grundbegriffe

Machen Sie sich mit den folgenden Begriffen vertraut:

*Atom, Elementarteilchen, Nukleonen, chemisches Element, Massenzahl, Ordnungszahl, Reihenfolge im PSE, Gruppen, Perioden, Valenzelektronen, Isotope, Ion, (mittlere) Atommasse.*

## 1.2. Atome und Elemente: Aufbau und Anordnung im PSE

a) Ergänzen Sie die folgende Tabelle.

Element-symbol	Ordnungszahl	Massenzahl	Zahl der Protonen	Zahl der Neutronen	Zahl der Elektronen
V	23	51			
Pd				62	46
	15	31			
Sr			38	50	
I		127		74	
				116	76
		52			24
	1		1		
	40			50	
H	1				
			6	6	
	6	14			
		65		35	

b) Nach welchen Prinzipien sind die Elemente im PSE angeordnet?

## Übungen zur Allgemeinen Chemie im Nebenfach

### 1.3. Ionen: Eigenschaften und Aufbau

a) Inwieweit stimmen bei den folgenden Teilchenpaaren die angegebenen Eigenschaften überein? Tragen Sie „ja“ oder „nein“ in die Kästchen ein. Vergleichen Sie die Atom- bzw. Ionenradien der Teilchenpaare miteinander.

	$^{56}\text{Fe}^{2+}/^{58}\text{Fe}^{2+}$	$^{56}\text{Fe}^{2+}/^{56}\text{Fe}^{3+}$	$^{56}\text{Fe}^{2+}/^{59}\text{Co}^{3+}$	$^{54}\text{Fe}/^{54}\text{Cr}$
Massenzahl				
Zahl der Elektronen				
Chemisches Verhalten				

b) Ergänzen Sie die folgende Tabelle.

Symbol	Ordnungszahl	Massenzahl	Zahl der Protonen	Zahl der Neutronen	Zahl der Elektronen	Ladung
$\text{Fe}^{2+}$		56				
			52	78	54	
			79	118		3+
$\text{Mn}^{7+}$		55				

c) Geben Sie die Gesamtelektronenzahl in der Hülle folgender Teilchen an.

$^{34}_{16}\text{S}$	<input type="text"/>	$^{32}_{16}\text{S}^{2-}$	<input type="text"/>	$^{98}_{42}\text{Mo}^{2+}$	<input type="text"/>	$^{94}_{42}\text{Mo}^{6+}$	<input type="text"/>
$^{118}_{50}\text{Sn}$	<input type="text"/>	$^{120}_{50}\text{Sn}$	<input type="text"/>	$^{120}_{50}\text{Sn}^{2+}$	<input type="text"/>	$^{116}_{50}\text{Sn}^{4+}$	<input type="text"/>
$^{126}_{52}\text{Te}$	<input type="text"/>	$^{128}_{52}\text{Te}^{2-}$	<input type="text"/>	$^1_1\text{H}^-$	<input type="text"/>	$^2_1\text{H}^+$	<input type="text"/>
$^{76}_{32}\text{Ge}$	<input type="text"/>	$^{74}_{32}\text{Ge}^{2+}$	<input type="text"/>	$^{72}_{32}\text{Ge}^{4+}$	<input type="text"/>	$^{130}_{51}\text{Sb}^{3-}$	<input type="text"/>

## Übungen zur Allgemeinen Chemie im Nebenfach

d) Inwieweit stimmen bei den folgenden Teilchenpaaren die angegebenen Eigenschaften überein? Bitte tragen Sie „ja“ oder „nein“ in die Kästchen ein. Vergleichen Sie die Atom- bzw. Ionenradien der Teilchenpaare miteinander.

	$^{104}\text{Pd}^{2+}/^{106}\text{Pd}^{2+}$	$^{23}\text{Na}/^{39}\text{K}$	$^{32}\text{S}^{2-}/^{40}\text{Ca}^{2+}$
Massenzahl			
Zahl der Elektronen			
Zahl der Valenzelektronen			

### 1.4. Isotope

- Das Element Thallium hat zwei Isotope mit einer natürlichen Häufigkeit von 29,5 %  $^{203}\text{Tl}$  und 70,5 % des Isotops  $^{205}\text{Tl}$ . Wie groß ist die mittlere Atommasse des Elementes Thallium?
- Es gibt zwei natürliche Isotope des Elements Kupfer, nämlich  $^{63}\text{Cu}$  und  $^{65}\text{Cu}$ . Wie groß ist der jeweilige prozentuale Anteil, wenn die mittlere Atommasse 63.55 u beträgt?
- Begründen Sie, warum in Reinelementen (Elemente, die nur aus einem Isotop bestehen) die mittlere Atommasse nicht ganzzahlig ist, z.B.: Gold: 196,97 u.

## 2. Aufbau der Elektronenhülle

### 2.1. Grundbegriffe

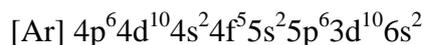
*Welle-Teilchen-Dualismus, Atomorbitale, Quantenzahlen, Energieniveauschema, Elektronenkonfiguration, Pauli-Prinzip, Hund-Regel, Valenzelektronen Aufbauprinzip des Periodensystems.*

### 2.2. Atomorbitale und Quantenzahlen

- Skizzieren Sie die folgenden Atomorbitale und ordnen Sie diese nach steigender Energie (in Mehrelektronen-Atomen).  
 $3p_z$ ,  $1s$ ,  $3d_{xy}$ ,  $4s$ .
- Wie viele Elektronen können jeweils gemeinsam die folgenden Quantenzahlen haben?  
1)  $n = 4$       2)  $n = 3, l = 1$       3)  $n = 2, l = 2$       4)  $n = 4, l = 3, m_l = -2$
- Betrachten Sie den Grundzustand von  $_{33}\text{As}$ .
  - Wie viele Elektronen haben  $l = 1$  als eine ihrer Quantenzahlen?
  - Wie viele Elektronen haben  $m_l = 0$  als eine ihrer Quantenzahlen?

## Übungen zur Allgemeinen Chemie im Nebenfach

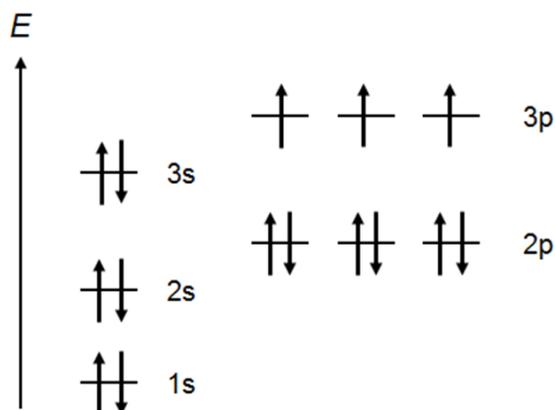
d) Welches Element wird durch folgendes Energieniveauschema beschrieben?



- Bringen Sie die Orbitale in die energetisch richtige Reihenfolge.
- Geben Sie die Zahl der ungepaarten Elektronen an.

### 2.3. Energieniveaus und Elektronenkonfiguration

- Welche Valenzelektronenkonfiguration hat ein Element der 16. Gruppe des Periodensystems? Skizzieren Sie ein Energiediagramm und geben Sie an, wie viele Elektronen ein Atom dieses Elements maximal aufnehmen bzw. abgeben kann.
- Chlor, Argon und Kalium sind Elemente der 17., 18., bzw. 1. Gruppe des PSE. Welche Valenzelektronenkonfiguration haben diese Elemente und welche typischen Reaktionen zeigen sie?
- Welches Atom wird durch das folgende Energieniveauschema beschrieben und welche typischen Reaktionen geht es ein? Geben Sie für jedes Valenzelektron die Quantenzahlen an.



d) Auch für Ionen lassen sich Elektronenkonfigurationen formulieren. Welche der folgenden Ionen haben Edelgaskonfiguration?



### 3. Chemische Formeln und Gleichungen, Grundbegriffe

**3.1. Informieren Sie sich über folgende Begriffe:**

*Mol, molare Masse (Molmasse), Massenanteil, Stoffmenge, Stoffmengenkonzentration, Massenkonzentration, Dichte, molares Gasvolumen, allgemeine Gasgleichung.*

**3.2. Bestimmen Sie die korrekten Formeln und deren molare Massen.**

Name	Formel	Molare Masse [g/mol]
Sauerstoff		
Calciumchlorid		
Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat		
Aluminiumoxid		
Ammoniumcarbonat-Monohydrat		
Magnesiumnitrid		
Natriumnitrit		
Kaliumdichromat		

**3.3. Benennen Sie folgende Verbindungen.**

Formel	Name
KClO <sub>4</sub>	
Fe(SCN) <sub>2</sub>	
Cr(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> · 9 H <sub>2</sub> O	
SF <sub>6</sub>	
N <sub>2</sub> O	
MnO <sub>2</sub>	

**3.4. Setzen Sie die stöchiometrischen Faktoren ein.**

- $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$
- $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
- $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH}$
- $\text{C}_5\text{H}_6\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- $\text{S} + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{N}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$
- $\text{Ba}_3\text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{NH}_3$

## 4. Stöchiometrie und chemisches Rechnen

### 4.1. Gehaltsbestimmung

- Bei 20 °C lösen sich 197 g Saccharose in 100 mL Wasser. Berechnen Sie für diese Lösung den Massenanteil  $w$  von Saccharose.
- Wie viel Prozent Eisen sind in Eisen(III)-oxid ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) enthalten?
- Welche der Verbindungen enthält anteilig mehr Stickstoff?



### 4.2. Masse und Stoffmenge

- Welche Massen haben 0,3 mol Kaliumchlorat ( $\text{KClO}_3$ )?
- Welche Stoffmenge (in mol) hat eine Stoffportion von 128 g Schwefel bezogen auf die folgenden Teilchen:



### 4.3. Gasgesetz und Dichte

*In den folgenden Aufgaben betrachte man alle vorkommenden Gase als ideal!*

- Wie viel Mal schwerer ist ein Liter Helium ( $\text{He}$ ) als ein Liter Wasserstoff ( $\text{H}_2$ ) bei gleichen äußeren Bedingungen?
- Welche Dichte (in g/L) hat Sauerstoff ( $\text{O}_2$ ) unter Normalbedingungen?
- Luft besteht zu ca. 78 % aus Stickstoff ( $\text{N}_2$ ), 21 % aus Sauerstoff ( $\text{O}_2$ ) und 1 % aus Argon ( $\text{Ar}$ ).
  - Welche Dichte hat Luft bei Normalbedingungen?
  - Welche Dichte hat Luft, wenn der Druck auf die Hälfte der Normalbedingungen sinkt (in ca. 5500 m Höhe)?
- Bis zum Jahr 2020 soll der  $\text{CO}_2$ -Ausstoß von PKW in der EU auf durchschnittlich 95 g/km gesenkt werden. Welchem Volumen entsprechen 95 g Kohlenstoffdioxid?

### 4.4. Konzentration von Lösungen

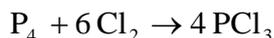
- Eine isotonische Kochsalzlösung enthält 0,9 % NaCl. Welche Masse und welche Stoffmenge NaCl sind in 500 mL dieser Lösung enthalten? Wie groß ist die Stoffmengenkonzentration?
- Gegeben, und in ausreichender Menge vorhanden, sind reines Wasser und Salzsäure ( $\text{HCl}$ ) mit der Stoffmengenkonzentration 0,1 mol/L. Wie kann daraus genau 1 Liter einer Lösung
  - mit der Stoffmengenkonzentration  $10^{-2}$  mol/L sowie
  - mit der Stoffmengenkonzentration  $5 \cdot 10^{-3}$  mol/L hergestellt werden?

## Übungen zur Allgemeinen Chemie im Nebenfach

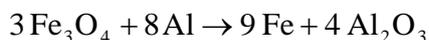
- c) Wie viel mg Kaliumpermanganat ( $\text{KMnO}_4$ ) sind einzuwiegen, um 100 mL einer Lösung mit der Stoffmengenkonzentration 0,1 mol/L herzustellen?  $\text{KMnO}_4$  ist ein Salz und dissoziiert in Wasser nahezu vollständig.
- d) Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration von 70 %-iger Salpetersäure ( $\text{HNO}_3$ ). Die Dichte dieser Säure beträgt  $\rho = 1,4 \text{ g/mL}$ .

### 4.5. Umsätze bei chemischen Reaktionen

- a) Phosphor und Chlor reagieren gemäß folgender Gleichung:



- i) Wie viel Gramm Phosphor werden bei vollständiger Umsetzung von 21,3 g Chlor benötigt?
- ii) Welche Masse Phosphortrichlorid werden dabei gebildet?
- b) Magneteisenstein lässt sich gemäß folgender Gleichung zu Eisen reduzieren:

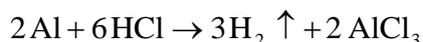


- i) Welche Masse Aluminium sind bei vollständigem Umsatz für die Reduktion von 174 g  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  erforderlich?
- ii) Wie viel Gramm elementares Eisen erhält man, wenn die Reaktion mit einer Ausbeute von 80 % abläuft?
- c) Chlor kann mit Natriumthiosulfat-Pentahydrat gemäß



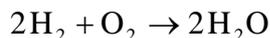
unschädlich gemacht werden. Wie viel Gramm Chlor werden für 6,2 g  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  bei vollständiger Umsetzung verbraucht?

- d) Aluminium reagiert mit Salzsäure gemäß folgender Gleichung:



Wie viel Liter Wasserstoff erhält man bei Normalbedingungen aus 8,1g Aluminium bei vollständigem Umsatz?

- e) Wasser wird aus den Elementen wie folgt dargestellt (z.B. in der Brennstoffzelle):



Bestimme die maximale Ausbeute an  $\text{H}_2\text{O}$  in Litern und Gramm, wenn 5 g Wasserstoff ( $\text{H}_2$ ) und 30 g Sauerstoff ( $\text{O}_2$ ) zur Reaktion gebracht werden.

## 5. Chemische Bindung und VSEPR-Modell

### 5.1. Grundbegriffe

Informieren Sie sich über folgende Begriffe:

*Intra- und intermolekulare Wechselwirkungen, Ionenbindung, Atombindung, Edelgasregel, Valenzstrichformel (LEWIS Formel), Formalladung, Mesomerie, Elektronegativität, Hybridisierung, Polarität, Partialladung, VSEPR-Modell.*

### 5.2. Bindungstypen

- Wie sind die Tendenzen bei der Elektronegativität innerhalb der Perioden und der Gruppen im PSE?
- Welche Typen von intra- und intermolekularen Wechselwirkungen kennen Sie? Nennen Sie je ein Beispiel.
- Entscheiden Sie, um welche Art von Bindung (-en) es sich handelt:

Stickstoff, Natriumphosphat, Ammoniumchlorid, Messing, Chlorwasserstoff, Calcium

### 5.3. Valenzstrichformeln und VSEPR-Modell

- Welche Orbitaltypen stehen den Hauptgruppenelementen zur Bindungsbildung zur Verfügung?
- Zeichnen Sie die Valenzstrichformeln (gegebenenfalls mit formaler Ladung) der folgenden Teilchen, wenn vorhanden mit mesomeren Grenzformeln. Wie ist die räumliche Struktur nach dem VSEPR-Modell?

CO<sub>2</sub>

Struktur:

CCl<sub>4</sub>

Struktur:

## Übungen zur Allgemeinen Chemie im Nebenfach



Struktur:



Struktur:



Struktur:



Struktur:



Struktur:



Struktur:

## Übungen zur Allgemeinen Chemie im Nebenfach



Struktur:



Struktur:



Struktur:



Struktur:



Struktur:



Struktur:

## Übungen zur Allgemeinen Chemie im Nebenfach

- c) Die Abbildung rechts zeigt die Designerdroge Ecstasy (MDMA). Zeichnen Sie die gekennzeichneten Ausschnitte als Lewis-Formeln mit allen freien Elektronenpaaren und sagen Sie

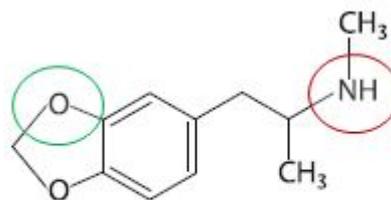


Abbildung: Methylenedioxyamphetamin (MDMA)

- die Hybridisierung,
- den Bindungswinkel und
- die räumliche Anordnung voraus.

### 5.4. Intermolekulare Wechselwirkungen

- Erklären Sie, warum  $\text{H}_2\text{O}$  bei Raumtemperatur flüssig,  $\text{H}_2\text{S}$  jedoch gasförmig ist.
- Wie ist es zu begründen, dass  $\text{H}_2\text{O}$  eine Siedetemperatur von  $100\text{ }^\circ\text{C}$  hat,  $\text{HF}$  dagegen schon bei  $20\text{ }^\circ\text{C}$  siedet?

## 6. Chemisches Gleichgewicht und Solvataion

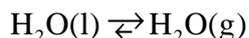
### 6.1. Grundbegriffe

Informieren Sie sich über folgende Begriffe:

*Gleichgewichtsreaktion, Massenwirkungsgesetz, Gleichgewichtskonstante, Prinzip des kleinsten Zwangs, Katalysator, exotherme und endotherme Reaktion, exergone und endergone Reaktion, Enthalpie, Entropie, Gibbs-Energie, Solvataion Hydratation, Elektrolyt.*

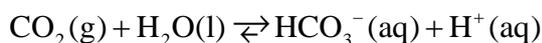
### 6.2. Massenwirkungsgesetz und Gleichgewichtsverschiebungen

- Stellen Sie für die Gleichgewichtsreaktion



das Massenwirkungsgesetz auf.

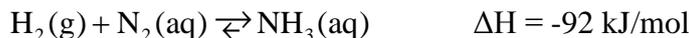
- Wie wirkt sich eine Temperaturerhöhung auf die Gleichgewichtslage aus?
  - Wie wirkt sich eine Druckerhöhung auf die Gleichgewichtslage aus?
  - Stellen Sie aus alltäglichen Erfahrungen Vermutungen an, ob das Verdampfen/Verdunsten von Wasser exotherm oder endotherm ist.
  - Fördert Wärmezufuhr den exothermen oder den endothermen Prozess?
- Das Lösen von „Kohlensäure“ ( $\text{CO}_2$ ) in Wasser ist eine Gleichgewichtsreaktion:



- Formulieren Sie das Massenwirkungsgesetz für  $K_c$  und  $K_p$  und geben Sie die Einheit der Gleichgewichtskonstanten an.
- Erklären Sie anhand des MWG, warum geöffnetes Mineralwasser mit der Zeit seine Kohlensäure verliert.

## Übungen zur Allgemeinen Chemie im Nebenfach

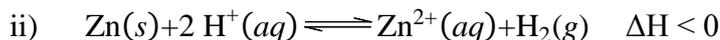
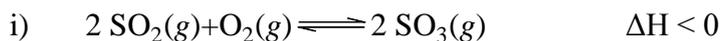
c) Im Haber-Bosch-Verfahren wird Ammoniak aus den Elementen Wasserstoff und Stickstoff synthetisiert. Die Reaktion findet bei 500 °C unter Verwendung eines Katalysators statt.



- i) Gleichen Sie die Reaktionsgleichung mit den stöchiometrischen Faktoren aus und stellen Sie das MWG auf.
- ii) Nennen Sie Maßnahmen, um das Gleichgewicht möglichst weit auf die Produktseite zu verschieben.
- iii) Welche Rolle spielt der Katalysator?

d) Formulieren Sie das Massenwirkungsgesetz für die folgenden Reaktionen. Geben Sie die jeweiligen Einheiten für die Gleichgewichtskonstanten  $K_c$  an und diskutieren Sie außerdem, wie sich

- eine Druckerhöhung
- eine Temperaturniedrigung auf die Gleichgewichtslage auswirkt.



### 6.3. Energetik

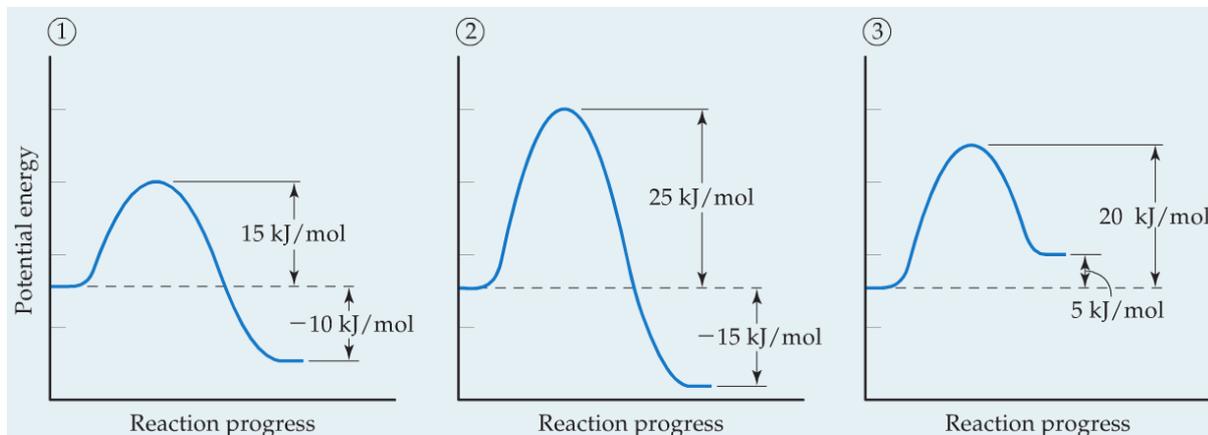


Abbildung 1: Energieprofile dreier Reaktionen<sup>1</sup>

a) Betrachten Sie die oben abgebildeten Energieprofile. Wie entnimmt man solchen Diagrammen Aussagen zu...

Produkten, Edukten, Aktivierungsenergien, Übergangszuständen, exotherme vs. endotherme Reaktion, Reaktionsenergie?

b) Ordnen Sie die drei Reaktionen nach aufsteigender Reaktionsgeschwindigkeit.

c) Zeichnen Sie in eines der Diagramme einen denkbaren Reaktionsverlauf unter Verwendung eines Katalysators ein.

<sup>1</sup> Aus: Brown, LeMay; © Pearson 2012

### 6.4. Solvation

- Beschreiben Sie auf atomarer Skala den Lösungsprozess von KCl in Wasser anhand einer Zeichnung.
- Wie gehen Sie vor, um 250 mL einer 0,15 molaren [mol/L] KCl-Lösung herzustellen?
- Warum leiten eine Schmelze und eine Lösung von KCl den elektrischen Strom, der reine Feststoff jedoch nicht?

### 6.5. Löslichkeitsprodukt

- Das Löslichkeitsprodukt von Bleisulfat beträgt

$$K_L(\text{PbSO}_4) = 10^{-8} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

Welche Masse Blei (in Form von  $\text{Pb}^{2+}$  in mg) findet man in 1 Liter einer gesättigten Lösung?

- Das Löslichkeitsprodukt von Cadmiumsulfid beträgt  $K_L(\text{CdS}) = 10^{-28} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ . Wie viel Kubikmeter Wasser sind erforderlich um 1 mg Cadmium (in Form von  $\text{Cd}^{2+}$ ) in Lösung zu bringen?
- Durch Natriumsulfat lässt sich aus einer Lösung von Bariumchlorid das schwerlösliche Bariumsulfat ausfällen. Wie viel mg Barium (in Form von  $\text{Ba}^{2+}$ ) enthält 1 L einer Lösung, die man erhält, wenn
  - die äquimolare Menge an Natriumsulfat zugegeben wurde?
  - wenn so viel Natriumsulfat zugegeben wurde, dass die Konzentration von Sulfat  $c(\text{SO}_4^{2-}) = 0,1 \text{ mol/L}$  erfüllt ist?

$$K_L(\text{BaSO}_4) = 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

## 7. Koordinationsverbindungen

### 7.1. Grundbegriffe

Informieren Sie sich über folgende Begriffe:

*Komplex, Koordinative Bindung, Ligand, Zentralatom, Koordinationszahl, Zähigkeit, Chelateffekt, Komplexbildungs- und Komplexzerfallskonstante, Nomenklatur von Koordinationsverbindungen.*

### 7.2. Nomenklatur und Formelschreibweise

a) Beschreiben Sie am Beispiel der Komplexverbindung  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$  den Aufbau eines Komplex-Ions. Verwenden Sie dabei die Begriffe Zentralatom, Ligand und Koordinationszahl.

- i) Welche Ladung besitzt das Zentralatom?
- ii) Wie könnte die räumliche Struktur des Komplexes sein?

b) Benennen Sie die folgenden Komplexe und geben Sie die Ladung des Zentralatoms an.

Formel	Name	Ladung
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$		
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$		
$\text{K}[\text{AuBr}_4]$		

c) Formulieren Sie die Summenformeln der folgenden Komplexe.

Name	Formel
Hexachloridoplatinat(IV)	
Diammintetrachloridoplatin(IV)	
Hexaaquachrom(III)-chlorid	

### 7.3. Komplexbildung und Komplexzerfall

a) Stellen Sie die Reaktionsgleichung und das Massenwirkungsgesetz für den Zerfall des  $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$  - Komplexes auf.

b) Begründen Sie, welche der folgenden Reaktionen die höhere Komplexbildungskonstante hat.

- i)  $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 6 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + 6 \text{H}_2\text{O}$
- ii)  $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{EDTA}^{4-} \rightleftharpoons [\text{NiEDTA}]^{2-} + 6 \text{H}_2\text{O}$

## 8. Säuren und Basen I

### 8.1. Grundbegriffe

Informieren Sie sich über folgende Begriffe:

*Säure-Base-Definition nach Brønsted, korrespondierendes Säure-Base-Paar, Ampholyt, Autoprotolyse des Wassers, Ionenprodukt des Wassers, pH-Wert,  $K_S$ - und  $K_B$ -Wert, Neutralisation, Puffersysteme, Titration, Indikatoren, Lewis-Säuren, Lewis-Basen.*

### 8.2. Korrespondierende Säure-Base-Paare

a) Geben Sie für die folgenden Teilchen die korrespondierende Base bzw. korrespondierende Säure an.

Säure	Korr. Base
H <sub>2</sub> O	
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	
[Fe(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup>	
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	
OH <sup>-</sup>	
HCl	
HNO <sub>3</sub>	
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	

Base	Korr. Säure
H <sub>2</sub> O	
S <sup>2-</sup>	
PH <sub>3</sub>	
NH <sub>2</sub> <sup>-</sup>	
OH <sup>-</sup>	
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	
CN <sup>-</sup>	
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	
[Al(OH)(H <sub>2</sub> O) <sub>5</sub> ] <sup>2+</sup>	

b) Zeichnen Sie das Teilchen [Fe(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>3+</sup> und dessen korrespondierende Base als Lewis-Formeln.

- i) Beschreiben Sie den räumlichen Bau der Teilchen.
- ii) Benennen Sie beide Teilchen.

c) Welche Eigenschaften treffen auf die nachfolgenden Teilchen in **wässriger** Lösung zu?

Verbindung	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
Säure				
Base				
Ampholyt				

## Übungen zur Allgemeinen Chemie im Nebenfach

Verbindung	H <sub>2</sub> O	OH <sup>-</sup>	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>
Säure				
Base				
Ampholyt				

### 8.3. Autoprotolyse und Ionenprodukt des Wassers

- a) Berechnen Sie, wie hoch die Stoffmengenkonzentration [mol/L] von Wasser in einem Liter Wasser ist ( $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ g/mL}$ ).
- b) Berechnen Sie mittels des Ionenprodukts den pH-Wert von Wasser.
- c) Für eine Temperatur von 25 °C gilt  $\text{pK}_w(\text{H}_2\text{O}) = 14$ . Bei 100 °C heißem Wasser ist  $\text{K}_w(\text{H}_2\text{O}) = 10^{-13} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ .
- Wie hoch ist der pH-Wert von Wasser bei 100 °C?
  - Ist die Autoprotolyse des Wassers exotherm oder endotherm?
  - Begründen Sie, warum demineralisiertes bzw. destilliertes Wasser, wie es im Labor verwendet wird, bei 20 °C leicht sauer ist. (Demineralisiert bedeutet, dass dem Wasser alle Fremdionen entzogen wurden).

### 8.4. pH-Wert-Berechnungen

- a) Nach welcher Formel lassen sich die pH-Werte von
- starken Säuren/Basen
  - schwachen Säuren/Basen
  - Pufferlösungen berechnen?

## 9. Säuren und Basen II

### 9.1. Berechnung von pH-Werten und Neutralisation

a) Die Magensäure des Menschen besteht zum Großteil aus ca. 0,1 molarer Salzsäure.

- i) Berechnen Sie den pH-Wert im Magen.
- ii) Erklären Sie, warum es möglich ist, überschüssige Magensäure mit Natriumhydrogencarbonat (Natron) zu neutralisieren, mit Natriumchlorid jedoch nicht?



- iii) Welcher pH-Wert stellt sich ein, wenn 250 mL Magensäure und 750 mL Natronlauge mit der Stoffmengenkonzentration  $c(\text{NaOH}) = 0,04 \text{ mol/L}$  gemischt werden?
- iv) Welchen pH-Wert besitzt eine Natronlauge der Konzentration  $c(\text{NaOH}) = 0,05 \text{ mol/L}$ . Wie ändert sich der pH-Wert dieser Lauge, wenn die Lösung mit Wasser auf das doppelte Volumen verdünnt wird?

b) Handelsübliche Essigreiniger enthalten etwa 5 % Essigsäure ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ). Die Säurekonstante beträgt  $K_S(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,7 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ .

- i) Berechnen Sie den pH-Wert eines Essigreinigers unter der Annahme  $\rho(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,0 \text{ g/mL}$ .
- ii) Skizzieren Sie eine Titrationskurve für die Titration des Essigreinigers mit einer Natronlauge der Konzentration  $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/L}$  und ordnen Sie folgende Begriffe zu:



*Äquivalenzpunkt, Halbäquivalenzpunkt, Neutralpunkt, Pufferbereich.*

In welchem Bereich sollte der  $pK_S$ -Wert eines möglichen Indikators liegen?

[Hilfestellung: Falls Sie den pH-Wert in Teil i) nicht berechnen konnten, gehen Sie von  $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1 \text{ mol/L}$  aus].

c) Wenn von Batteriesäure die Rede ist, handelt es sich um Schwefelsäure ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ). Nehmen Sie an, eine Autobatterie enthalte Schwefelsäure der Konzentration  $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ mol/L}$

Wie viel Wasser ist nötig, um 1 mL dieser Schwefelsäure zu neutralisieren, d.h. (annähernd) den pH-Wert 7 einzustellen?

Hinweis: Schwefelsäure ist in beiden Protolysestufen als starke Säure zu betrachten.

## Übungen zur Allgemeinen Chemie im Nebenfach

- d) Das menschliche Blut besteht aus mehreren Puffersystemen, welche den pH-Wert im Bereich von  $\text{pH} = 7,4 \pm 0,05$  stabil halten. Eines dieser Systeme ist der Kohlensäure-Hydrogencarbonat-Puffer. Es liegt ein Gleichgewicht zwischen Kohlensäure und Hydrogencarbonat vor:



In welchem Verhältnis müssen Kohlendioxid und Hydrogencarbonat zueinander stehen, um den Blut-pH-Wert von 7,4 zu puffern?

$$\text{p}K_S(\text{H}_2\text{CO}_3) = 6,1$$

- e) Mitte des 19. Jahrhunderts konnte erstmals das Alkaloid Kokain ( $\text{C}_{17}\text{H}_{21}\text{NO}_4$ ) isoliert werden. Es handelt sich um eine schwache Base mit einer Basenkonstante von  $K_B(\text{Kokain}) = 3,7 \cdot 10^{-9}$ .

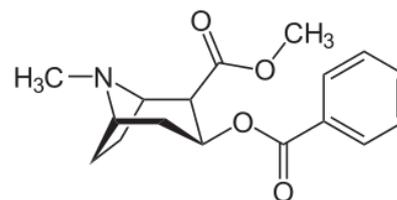


Abbildung: Kokain

- i) Welchen pH-Wert hat eine Lösung, die 0,0025 molar an Kokain ist?
- ii) An welcher Stelle wird das Kokain wahrscheinlich protoniert?
- f) Welchen pH-Wert hat ein Puffer, der 0,15 molar an Ammoniak und 0,24 molar an Ammoniumchlorid ist?

Die Basenkonstante von Ammoniak hat den Wert  $K_B(\text{NH}_3) = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ .

- g) Welchen pH-Wert haben Lösungen von Salzsäure bzw. Blausäure, die durch Lösen von jeweils 22,4 ml (unter Normalbedingungen) der Gase HCl bzw. HCN in je 100 ml Wasser hergestellt wurden?

$$K_S(\text{HCl}) = 10^6 \text{ mol/L}$$

$$K_S(\text{HCN}) = 4 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$$

## 10. Oxidationszahlen und Redoxgleichungen

### 10.1. Grundbegriffe

Informieren Sie sich über folgende Begriffe:

*Oxidationszahl, Reduktion, Oxidation, Reduktionsmittel, Oxidationsmittel, Disproportionierung, Komproportionierung, galvanisches Element.*

### 10.2. Oxidationszahlen

Geben Sie die Oxidationszahlen für die Bausteine folgender Verbindungen an.

--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



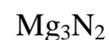
--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--



--	--	--



--	--	--

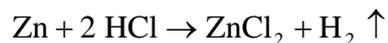
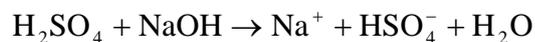
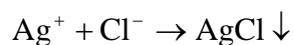
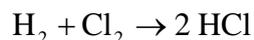


--	--	--



### 10.3. Reaktionsgleichungen

Um welchen Typ von Reaktion handelt es sich bei den folgenden Reaktionsgleichungen?



### 10.4. Oxidations- und Reduktionsmittel

a) Stickstoff steht in der 15. Gruppe des Periodensystems. Welches der beiden Teilchen,  $\text{NO}_3^-$  bzw.  $\text{NH}_2^-$  kann nur als Reduktionsmittel, welches nur als Oxidationsmittel wirken und warum? Welche Redox-Eigenschaften besitzt das Nitrit-Anion,  $\text{NO}_2^-$ ?

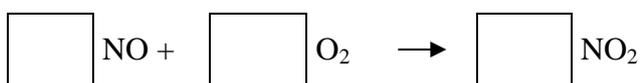
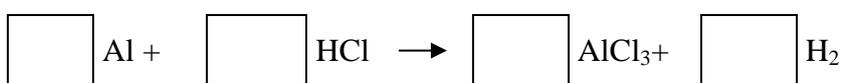
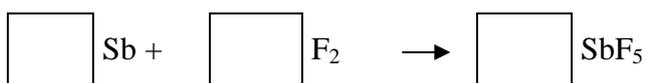
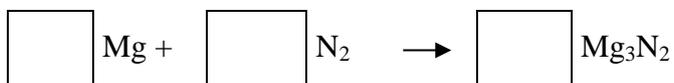
b) Welche der folgenden Verbindungen ist ein Oxidations- und/oder Reduktionsmittel?

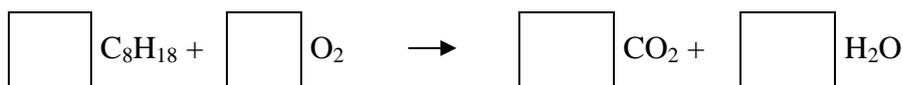
Verbindung	$\text{KClO}_4$	$\text{KCl}$	$\text{Cl}_2$	$\text{KClO}_3$
Oxidationsmittel				
Reduktionsmittel				

Verbindung	$\text{H}^-$	$\text{H}_2$	$\text{H}^+$
Oxidationsmittel			
Reduktionsmittel			

### 10.5. Redoxgleichungen I

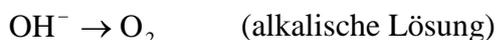
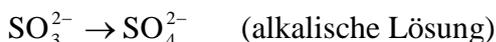
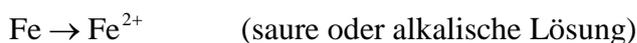
Ergänzen Sie die richtigen stöchiometrischen Faktoren und kennzeichnen Sie jeweils Oxidations- und Reduktionsmittel.





### 10.6. Teilgleichungen in wässrigem Medium

Vervollständigen Sie folgende Halbreaktionen. Handelt es sich dabei um eine Oxidation oder Reduktion?



## 11. Redoxgleichungen II

a) Vervollständigen Sie die folgenden Redoxgleichungen, indem Sie zunächst Teilgleichungen formulieren.

Kennzeichnen Sie Dis- bzw. Komproportionierungsreaktionen.

- i)  $\text{NO}_3^- + \text{Cu} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{Cu}^{2+}$  (saure Lösung)
- ii)  $\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{O}_2$  (alkalische Lösung)
- iii)  $\text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{MnO}_4^-$  (saure Lösung)
- iv)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$  (saure Lösung)
- v)  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}$  (saure Lösung)
- vi)  $\text{Pb}(\text{OH})_4^{2-} + \text{ClO}^- \rightarrow \text{PbO}_2 + \text{Cl}^-$  (alkalische Lösung)

b) Elementares Brom ( $\text{Br}_2$ ) reagiert in alkalischer Lösung zu Bromid ( $\text{Br}^-$ ) und Bromat ( $\text{BrO}_3^-$ ). Stellen Sie die Teilgleichungen für die Oxidation und die Reduktion auf und formulieren Sie die Gesamtgleichung.

c) Mit Kaliumpermanganat ( $\text{KMnO}_4$ ) lässt sich in saurer Lösung Ethanol ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ) in Essigsäure ( $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ ) umwandeln. Das Mangan liegt nach der Reaktion als zweifach positiv geladenes Ion vor. Lösen Sie die Redoxgleichung durch Aufstellen von Teilgleichungen.

## Übungen zur Allgemeinen Chemie im Nebenfach

### 11.1. Galvanische Elemente

- a) Fertigen Sie eine Skizze eines galvanischen Elements an. In einer Halbzelle taucht ein Kupferblech in eine Kupfersulfatlösung, in der anderen befindet sich ein metallischer Zinnstreifen in einer Zinn(II)-sulfatlösung.

$$E^0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = 0,34 \text{ V} \qquad E^0(\text{Sn}/\text{Sn}^{2+}) = -0,14 \text{ V}$$

- Welche Elektrode bildet die Anode, welche die Kathode?
- In welche Richtung fließen die Elektronen?
- Welche Elektrode verliert mit der Zeit an Masse?
- Welche Ionenwanderungen finden statt?
- Formulieren Sie die Gleichung der ablaufenden Gesamtreaktion.
- Welche Spannung ist unter Standardbedingungen zu messen?

1 H 1.00797																	2 He 4.0026
3 Li 6.939	4 Be 9.0122											5 B 10.811	6 C 12.0112	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984	10 Ne 20.183
11 Na 22.9898	12 Mg 24.372											13 Al 26.9815	14 Si 28.086	15 P 30.9738	16 S 32.064	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
19 K 39.102	20 Ca 40.08	21 Sc 44.956	22 Ti 47.90	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.9380	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.71	29 Cu 63.54	30 Zn 65.37	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.909	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.905	40 Zr 91.22	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc 99	44 Ru 101.07	45 Rh 102.905	46 Pd 106.4	47 Ag 107.870	48 Cd 112.40	49 In 114.82	50 Sn 118.69	51 Sb 121.75	52 Te 127.60	53 I 126.904	54 Xe 131.30