

Antworten zu den Überlegungen

- A1 a) Man kann den Versuch zB als verwirrend, erstaunlich, lustig oder interessant empfinden. Folgende Fragen drängen sich auf: Warum setzt die Reaktion so plötzlich ein? Wie entsteht der Zusammenhang zwischen Flüssigkeitsmenge und Reaktionsdauer? b) Der Versuch wird – hoffentlich – verständlich erscheinen. c) Die Chemie durchdringt das gesamte Wirtschaftsleben und alle Lebensvorgänge. Deshalb gibt es ohne Verständnis der Chemie keine moderne Wohlstandsgesellschaft und keine demokratischen Entscheidungen von mündigen Bürgern (Umweltprobleme, Atomkraft, Gentechnik usw.). Viele Berufsgruppen sind auf chemisches Wissen angewiesen. d) Das Verhältnis von Aufwand und Erfolg ist am günstigsten durch Lernen in kleinen Schritten, Klarheit und Automatisierung.
- A2 a) Aus Eisen besteht: Dreifuß, Tiegelszange, Spatel; aus Kunststoff: Spritzflasche, Schlauch, Schutzbrille; aus Glas: Becherglas, Pipette, Kolben, Proberöhrchen. b) Stoffeigenschaften sind: Leitfähigkeit, Schmelzpunkt, Dichte, Brennbarkeit; Körpereigenschaften: Volumen, Länge, Form, Masse. c) Alle Stoffeigenschaften bleiben erhalten (nicht aber die Körpereigenschaften), wenn man vom Körper nur einen Teil betrachtet.
- A3 a) Pik 6. b) abwechselnd hoch nieder. c) abwechselnd rot schwarz. d) von den Symbolen auf den Spielkarten und den einzelnen Zahlen. e) hoch nieder bzw. rot schwarz.
- A4 a) Temperaturänderung oder bessere Verteilung des Farbstoffes oder der Kontakt mit der Luft. b) Erwärmen ohne Schütteln oder Umrühren mit und ohne Luftkontakt. c) Nur Hypothese 3 bewährt sich. Siehe Tabelle 1, Seite 23.
- B2 a) gleichartige. b) Wasser besteht aus gleichartigen Bausteinen. c) aus verschiedenen Bausteinen. d) Die einzelnen (unsichtbaren) Bausteine ballen sich zusammen und durchmischen sich nicht.
- B3 a) fest ohne, flüssige in offenen, gasförmige in geschlossenen Behältern. b) Form und Volumen sind bei festen Stoffen konstant und bei Gasen beliebig. c) Ein fester Stoff ist ein Stoff, dessen Form und Volumen konstant ist ... d) unterschiedliche Kräfte zwischen den Stoffteilchen. e) je größer die Anziehungskräfte, desto eher flüssig bzw. fest. f) Erhöhung der Temperatur und Veränderung des Druckes. a) Die Stoffteilchen bewegen sich schneller. b) Die Stoffteilchen bekommen mehr Bewegungsfreiheit. c) geschwächt.
- B4 a) Energie. b) Die Stoffteilchen zerbrechen. c) wie b. d) Stoffteilchen zerbrechen und aus den Bruchstücken entstehen neue Stoffteilchen. e) Stoffteilchen bestehen aus unterschiedlichen Bruchstücken (Atomen).
- B5 a) Zentrifugieren geeignet für s/l, Scheidetrichter für l/l, Destillieren für l, Thermolyse für s oder l, Elektrolyse für l, Fotolyse für alle, Filtrieren für s/l (s/g), Chromatographieren für l (g), Kristallisieren für l. b) Thermolyse, Elektrolyse, Fotolyse. c) Zentrifugieren, Trennen mit dem Scheidetrichter, Filtrieren. d) Lösungen. e) Verbindungen lassen sich trennen, Elemente nicht. f) für heterogene Stoffe.
- C2 a) zB Warenmenge – Preis (falls keine Rabatte gewährt werden) oder Wegstrecke – Zeit (falls die Geschwindigkeit konstant ist). b) Die Stoffteilchen bestehen aus einer einzigen Atomsorte. c) Es sind zu wenig Kupferatome vorhanden. d) Weil sich Atome immer in einem konstanten Zahlenverhältnis zu Stoffteilchen zusammenschließen. a) ca. 10^{-7} cm. b) 10^{-10} m. c) 10^{-21} g. d) 10^{-22} – 10^{-23} g.
- C3 a) Die Strahlung besteht aus geladenen Teilchen. b) negativ geladen. a) 10^{-7} m : 10^{-10} m = 1000. b) Die Elektronen sind viel leichter als die α -Teilchen. c) Das Verhältnis beträgt 1 : 10^{-4} , weil nur jedes 20 000ste Mal ein Rückprall erfolgt. Die Masse des Atoms ist auf kleinsten Raum konzentriert, der Rest des Atoms ist praktisch leer. d) Protonen und Neutronen sind im Kern, Elektronen in der Hülle.
- C4 a) Es existieren keine Flugbahn- und Aufenthaltsorte, sondern nur Aufenthaltsbereiche für Elektronen. b) aus der Wärmeenergie der Flamme (das ist in der Nanoworld ungeordnete Bewegungsenergie der Stoffteilchen). c) UV-Licht ist energiereicher als blaues, blaues Licht energiereicher als rotes. d) In der Nanoworld lassen sich nur ganz bestimmte Energiebeträge (Quanten) umwandeln, in der Alltagswelt beliebig große. e) Das Elektron hat Welleneigenschaften.
- C5 a) gleiche Protonen- bzw. Elektronenanzahl, verschiedene Neutronenanzahl. b) links unten: Protonen- bzw. Elektronenanzahl; links oben: Summe der Protonen und Neutronen. c) nach der Protonen- bzw. Elektronenanzahl. d) Nur Protonen und Neutronen leisten einen nennenswerten Beitrag zur Atommasse. e) um die Abstoßung der gleichsinnig geladenen Protonen zu verhindern.
- D2 a) Der Abstand beträgt im PSE immer 18. b) 8. c) 8 und 18. d) 2er-, 6er- und 10er-Abschnitte. e) 35 Mal. f) Es gibt unterschiedlich schwere Chloratome.
- D3 a) Edelgase. b) Die Atome sind sehr reaktionsträge. c) Die elektrische Anziehung wird mit zunehmender Ladung (Protonenanzahl) größer. d) Die Elektronen sind zT weiter vom Atomkern entfernt. a) In die 1. Schale passt ein 2er-Ensemble; in die 2. ein 2er- und ein 6er-Ensemble; in die 3. ein 2er-, ein 6er- und ein 10er-Ensemble; in die 4. ein 2er-, ein 6er-, ein 10er- und ein 14er-Ensemble. b) weitere, jeweils um 4 vergrößerte Ensembles kommen hinein: $2 + 6 + 10 + 14 + 18 = 50$ usw. c) durch entsprechende Verbindungslinien.
- D4 a)
- | | | | | | | | | | | | |
|----|---|---|---|---|----|----|----|---|---|----|----|
| Ca | 2 | 2 | 2 | 2 | | Sr | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 |
| | | | 6 | 6 | | | | | 6 | 6 | 6 |
| | | | | | | | | | | | 10 |
| Ba | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | Cl | 2 | 2 | 2 | |
| | | | 6 | 6 | 6 | 6 | | | 6 | 5 | |
| | | | | | 10 | 10 | | | | | |
| Br | 2 | 2 | 2 | 2 | | | I | 2 | 2 | 2 | 2 |
| | | | 6 | 6 | 5 | | | | 6 | 6 | 5 |
| | | | | | 10 | | | | | 10 | 10 |

Cr	2	2	2	2					Mn	2	2	2	2				
		6	6								6	6					
			4									5					
Fe	2	2	2	2					Co	2	2	2	2				
		6	6								6	6					
			6									7					
Ni	2	2	2	2					Cu	2	2	2	2				
		6	6								6	6					
			8									9					
Zn	2	2	2	2					U	2	2	2	2	2	2	2	
		6	6								6	6	6	6	6		
			10								10	10	10				
												14	4				
Pu	2	2	2	2	2	2	2										
		6	6	6	6	6											
			10	10	10												
				14	6												

b) Gleich viele Außenelektronen führen zu Ähnlichkeiten.
c) Die Zahl der Außenelektronen und die Zahl der Elektronen in der nächsten Schale stimmen überein. d) 2er- und 6er-Ensembles werden ganz außen eingebaut. e) 10er- und 14er-Ensembles werden in inneren Schalen eingebaut.

D5 a) Bewegung von geladenen Teilchen, zB Elektronen.
b) Nichtmetallatome halten ihre Elektronen fest. c) 2.
d) von der Größe der Ladung und der Entfernung. e) Die Ladung steigt nach rechts, die Entfernung zum Kern nimmt nach oben hin ab.

E2 a) aus Stoffteilchen mit einer Atomsorte. b) Die neu gebildeten Stoffteilchen enthalten unterschiedliche Atome. c) Nur Verbindungen sind zerlegbar, weil ihre Stoffteilchen mehrere Atomsorten enthalten. d) Edelgasatome.

e)																	
	Ne	2	2						Ar	2	2	2					
			6								6	6					
	Na	2	2	1					Cl	2	2	2					
			6								6	5					

f) 2er- und 6er-Ensembles sind komplett eingebaut. g) durch Abgabe bzw. Aufnahme eines Elektrons.

a) Reinstoffe reagieren immer in einem konstanten Massenverhältnis miteinander, weil sich Atome immer in einem bestimmten Zahlenverhältnis neu kombinieren. b) 1 : 1
c) Atome können Elektronen aufnehmen oder abgeben. Dadurch entstehen geladene, bewegliche Teilchen.

E3 a) Die Stoffteilchen sind unbeweglich. b) Es entsteht eine Lösung mit beweglichen Stoffteilchen. c) durch bewegliche Ionen.

d)																	
	Mg	2	2	2					I	2	2	2	2	2			
			6								6	6	6	5			
												10	10				

e) 2+ und 1-. f) Na⁺ und Cl⁻, K⁺ und S²⁻, Ca²⁺ und O²⁻.
g) Ionenladung = Gruppennummer oder Gruppennummer

minus 18. h) 1 Na⁺ und 1 Cl⁻, 2 K⁺ und 1 S²⁻, 1 Ca²⁺ und 1 O²⁻. i) In der Formel werden keine Ladungen angegeben. Siehe Tabelle 2, Seite 23.

E4 a) Ionengitter. b) elektrische Anziehung. c) 1 Mg²⁺ + 1 O²⁻: MgO; 2 Al³⁺ + 3 O²⁻: Al₂O₃. d) Metallelement-Nichtmetallelement-id.

a)	Cu	2	2	2	2												
			6	6													
				9													

b) Die Anzahl der abgebbaren Elektronen ist nicht fixiert.
c) Es müssen zu viele Elektronen abgegeben oder aufgenommen werden. d) 2+. e) auf die Ladung des Kations. Siehe Tabellen 3 und 4, Seite 23.

E5 a) Kationen wandern zum Minuspol, Anionen zum Pluspol.
b) durch Elektronenüberschuss. c) Die Elektronen werden den Kationen aufgedrängt. d) Leitfähigkeit und Glanz.
e) auf bewegliche Elektronen. f) Die Elektronen sind im Gitter frei beweglich. g) Die Elektronen werden von den Kationen locker festgehalten. h) Die Elektronen können sich wie Wellen überlagern. i) Jedem Kation werden entsprechend seiner Ladung Elektronen zugeteilt. j) Formeleinheit.

F2 a) Elektronen fehlen. b) Anionen. c) Elektronen gemeinsam verwenden.
a) durch ihre Größe.

F4 a) Ionengitter. b) Die Massenzahl ist oft doppelt so groß wie die Nummer im PSE. c) ¹⁸O: 4 He-Kerne; ²⁴Mg: 6 He-Kerne; ²⁸Si: 7 He-Kerne; ⁴⁰Ca: 10 He-Kerne. d) Siehe Lehrbuch, Seite 68.

G2 a) 2 Elektronen. b) Die Außenschale des H-Atoms kann maximal 2 Elektronen aufnehmen. c) H₂: 1 bindendes Elektronenpaar; O₂: 2 bindende und 4 freie Elektronenpaare; H₂O: 2 bindende und 2 freie Elektronenpaare. d) H₂O: Soll = 6, Differenz = 2; O₂: Soll = 8, Differenz = 2. e) Differenz = Zahl der bindenden Elektronenpaare. Siehe Tabelle 5, Seite 23.


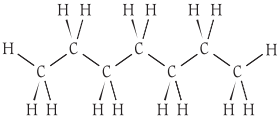
G3 a) C: 4 bindende Elektronenpaare, H: 1 bindendes Elektronenpaar, O: 2 bindende Elektronenpaare. b) Außenelektronen + bindende Elektronenpaare = 8. c) 3. d) Einfügung von di (= 2). e) Die Zahlwörter geben die Anzahl der Atome im Molekül an. Siehe Tabelle 6, Seite 24.

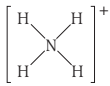
G4 a) CaCl₂, CuO, CrO₃: Ionengitter; NH₃, CH₃OH: Molekül.
b) CaCl₂, CuO, CrO₃: Formeleinheit; NH₃, CH₃OH: Valenzstrichformel.

H2 a) Bindungen weichen einander möglichst aus. b) durch Dreiteilung des Raumes um ein Atom. c) im Tetraeder. d) jeweils 4 einzelne Elektronenpaare. e) 1 Doppelbindung ist vorhanden. f) 1 Doppelbindung führt zu 120°, 2 Doppelbindungen (oder 1 Dreifachbindung) zu 180°, sonst ergeben sich ca. 109,5°. g) O₃: 120°, SiF₄: ca. 109,5°, H₂SO₄: ca. 109,5°.

H3 a) Die negativen und positiven Ladungen sind getrennt. b) von der Ladung der Schale und ihrer Entfernung vom Kern (bzw. von der Größe der Schale). c) rechts oben. d) vom O-Atom. e) O: δ-, H: δ+.

H4 a) Unpolare Moleküle tragen keinerlei Ladungen. b) Die C₂H₅OH-Moleküle ziehen sich aufgrund ihrer Teilladungen gegenseitig stärker an. c) Die Teilladungen sind völlig symmetrisch angeordnet. d) Sie bewirken keinerlei Drehung im elektrischen Feld.

- H5 a) Je nach Art der Moleküle wirken unterschiedliche Kräfte auf sie ein. b) Polare Moleküle ziehen sich stärker an. c) Die unpolaren Moleküle werden hinausgedrückt.
- 12 a) Metallgitter (Mg), Moleküle (HCl, H₂), Ionengitter (MgCl₂). b) Magnesium: Mg, Hydrogenchlorid: HCl, Wasserstoff: H₂, Magnesiumchlorid: MgCl₂. c) Hydrogenchlorid: polares Molekül; Wasserstoff: unpolares Molekül. d) Stoffteilchen spalten sich in Atome auf und die Atome kombinieren sich neu. e) Die Atome bleiben erhalten. f) Ohne stöchiometrischen Koeffizienten kann die Erhaltung der Atome nicht beschrieben werden.
- 13 a) Cu: Metallelement aus Metallgittern, S₈: Nichtmetallelement aus Molekülen, die aus 8 Schwefelatomen bestehen, Cu₂S: ionische Verbindung Kupfer(I)-sulfid aus Ionengittern, auf 2 Cu⁺-Ionen kommt jeweils 1 S²⁻-Ion. b) Gibt an, wie viele Atome, Moleküle oder Formeleinheiten reagieren. c) 16 und 8.
- 14 a) Gesamtmasse und ein einzelnes Objekt abwägen. b) Masse eines Objekts mal Anzahl der Objekte ergibt die Gesamtmasse. c) Stückzahl = Gesamtmasse dividiert durch die Masse eines Objekts. d) 1 Mol. e) $18 \cdot 1,67 \cdot 10^{-24}$ g. a) $28 \cdot 1,67 \cdot 10^{-24}$ g. b) 28 g N₂ enthalten $6 \cdot 10^{23}$ N₂-Moleküle. c) Weil sich bei der Berechnung 32 bzw. 44 herauskürzen lässt.
- J2 a) 20 mL. b) 16 mL. c) 20 %. d) 10 %. e) $V(A) \cdot k_{ab}$. a) abtransportierte Wassermenge = rücktransportierte Wassermenge. b) $V(A) \cdot k_{ab} = V(B) \cdot k_{ri}$. c) 33,3 mL bzw. 66,6 mL.
- J3 a) ${}^{\cdot}\text{I} - {}^{\cdot}\text{I}^{\cdot}$  
- b) H₂O: polar, C₇H₁₆: unpolar. c) I₂: unpolar. d) Die Elektronenhüllen „schlucken“ ganz bestimmte Lichtquanten des Tageslichts. e) Kaliumiodid; die Ionengitter zerfallen im Wasser.
- a) Weil I₂ von einer Flüssigkeit in die andere wandert; später entsteht ein dynamisches Gleichgewicht. b) Dem Wassertransport entspricht die Wanderung von I₂-Molekülen.
- J4 a) CH₃CH₂OH, CH₃COOH, CH₃COOCH₂CH₃: organische Moleküle, flüchtige oder zersetzliche molekulare Verbindungen. b) Der Ester besteht aus unpolaren Molekülen. c) Es stellt sich das dynamische Gleichgewicht ein. d) Alle Stoffmengen bleiben konstant. e) Zerstörung und Aufbau von Stoffteilchen gleichen sich exakt aus.
- a) Startposition 1: 64 Möglichkeiten; Startposition 2: 0 Möglichkeiten; Startposition 1': 9 Möglichkeiten; Startposition 1'': 18 Möglichkeiten; Startposition 1''': 54 Möglichkeiten. b) 1'' verläuft 2 Mal schneller als 1'; 1''' verläuft 3 Mal schneller als 1''. c) durch Multiplikation: $k_{ab} \cdot c(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot (\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH})$.
- J5 a) Jedes Mal stellt sich das dynamische Gleichgewicht ein. b) Reaktion 1: $K \approx 1$, Reaktion 2: $K \gg 1$, Reaktion 3: $K \ll 1$.
- K2 a) Alle Stoffmengen bleiben konstant. b) Zerstörung und Aufbau von Stoffteilchen gleichen sich exakt aus. c) von der molaren Konzentration. d) Die molare Konzentration sinkt. e) Durch die Änderung der molaren Konzentration ist das MWG (die Gleichgewichtsbedingung) nicht mehr erfüllt.
- K3 a) Ionengitter. b) Kupfer(II)-chlorid. c) Das Ionengitter zerfällt.

- a) Die Mengen von blauen und grünen Kupfer-Ionen sind unterschiedlich. b) Die Mengen von blauen und grünen Kupfer-Ionen sind etwa gleich groß. c) Hin- und Rückreaktion kompensieren sich, bzw. die Konzentrationswerte ergeben K. d) Siehe nächste Seite im Lehrbuch. e) Das MWG kann auf vielfache Weise erfüllt werden.
- K4 a) Wechselwirkung der Lichtquanten mit der Elektronenhülle. b) Das Stoffteilchen bewegt sich langsamer. c) Die braun gefärbten Moleküle verschwinden durch eine Reaktion. d) ein farbloses Gas. e) Siehe nächsten Absatz im Lehrbuch. f) wie e. g) für die Aufspaltung.
- a) Zerstörung und Aufbau der Stoffteilchen gleichen sich aus. b) Distickstofftetraoxid. c) die Aufspaltung von N₂O₄ (die Rückreaktion).
- K5 a) Mehr gefärbte Moleküle befinden sich auf engerem Raum. b) auf die Seite von N₂O₄. c) Der Platzbedarf ist für 2 NO₂-Moleküle größer als für 1 N₂O₄-Molekül. d) NO₂-Moleküle schließen sich zu N₂O₄-Molekülen zusammen.
- a) Siehe nächste Seite. b) Die Konzentration verdoppelt sich. c) Nur eine Konzentration wird quadriert. d) Hin- oder Rückreaktion überwiegt, bis ein neues Gleichgewicht erreicht ist.
- K6 a) Siehe nächsten Absatz. b) auf die Seite von Cu(H₂O)₄²⁺. c) mit den Cl⁻-Ionen.
- L2 a) Al: Metallgitter, O₂: Molekül, C₇H₁₆: Molekül, H₂O: Molekül, CO₂: Molekül, Al₂O₃: Ionengitter. b) $4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 \longrightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_3$, $\text{C}_7\text{H}_{16} + 11 \text{ O}_2 \longrightarrow 7 \text{ CO}_2 + 8 \text{ H}_2\text{O}$. c) Aluminium, Sauerstoff, Aluminiumoxid; Heptan, Kohlenstoffdioxid, Wasser. d) \rightleftharpoons . e) in den Bindungen. f) CO₂, H₂O: unsymmetrische Verteilung der bindenden Elektronenpaare. g) große Teilladungen. h) Im Metallgitter existiert ein „Elektronengas“.
- a) nahe beim Kern: Ionenbindung und Elektronenpaarbindung mit Teilladungen. b) Ionenbindung und Elektronenpaarbindung mit Teilladungen sind energiearm. Metallbindung und Elektronenpaarbindung ohne Teilladungen sind energiereich.
- L3 a) $[\text{Q}-\text{H}]^-$ 
- b) endotherm. c) Die Energie treibt endotherme Reaktionen nicht an. d) Ba(OH)₂ und NH₄Cl: Ionengitter, NH₃ und H₂O: kleine Moleküle. e) Es entsteht eine Lösung.
- a) Die Bildung kleiner Stapel ist wahrscheinlicher, weil es dafür mehr Möglichkeiten gibt.
- L4 a) aus Molekülen. b) Elektronenpaarbindungen ohne Teilladungen. c) durch Gleichgewichtsverschiebung.
- a) als Kreislaufprozess. b) CO₂ und H₂O. c) durch einen Kreislaufprozess. d) durch eine Gleichgewichtsverschiebung (Kopplung von Reaktionen).
- L5 a) $2 \text{ H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}$. b) exotherm. c) Die Entropie nimmt ab. d) nur von der Energie. e) Siehe im Lehrbuch, Seite 203.
- M2a) Die Reaktion von Glucose mit Sauerstoff wird ausgelöst, die Leukoform wirkt als Katalysator. b) Der Katalysator durchläuft einen Kreislaufprozess. c) Methylenblau.
- a) Mangan(VI)-oxid besteht aus Ionengittern. b) Zwischenprodukt. c) Manganatome besitzen 25 Elektronen, Mangan(IV)-Ionen 21 Elektronen und Mangan(VI)-Ionen 19 Elektronen. d) Einzelne Stoffe werden zunächst verbraucht, entstehen jedoch durch eine zweite Reaktion wieder. e) Beim Blue-Bottle-Experiment wird der Kreislaufprozess

- immer wieder unterbrochen, weil durch Schütteln Sauerstoff nachgeliefert werden muss.
- M3a) Die Reaktion wird von der Energie und der Entropie angetrieben. b) die Stoffteilchen bewegen sich schneller. c) exotherm. d) die Rückreaktion. e) Das Zwischenprodukt ist besonders energiereich. f) Das Zwischenprodukt kann sich nicht bilden.
- a) Die frei werdende Reaktionsenergie wird zur Bildung des energiereichen Zwischenprodukts verwendet. b) durch ein energiearmes Zwischenprodukt.
- M4a) $\text{Mg} + \text{HCl}$: instabil, $\text{Cu} + \text{HCl}$: stabil, $\text{Zn} + \text{HCl}$: metastabil.
 b) $\text{Mg} + \text{HCl}$: \rightleftharpoons , $\text{Cu} + \text{HCl}$: \rightleftharpoons , $\text{Zn} + \text{HCl}$: \rightleftharpoons .
 c) stabil: nur nach oben, instabil: nur nach unten, metastabil: zuerst nach oben, dann insgesamt weiter nach unten.
 a) siehe nächste Seite, Kohlenstoffmonoxid, Stickstoffmonoxid, Kohlenstoffdioxid, Stickstoff. b) Die Zahl der Moleküle nimmt ab. c) Die Bindungsverhältnisse sind ungewöhnlich: freies Elektronenpaar am C-Atom und ungerade Elektronenzahl im NO-Molekül. d) 4. e) $\text{C} \equiv \text{O}$, $\text{N} = \bar{\text{O}}$ (kein Elektronenoktett beim N-Atom).
- M5a) Je größer die Aktivierungsenergie ist, desto kleiner ist die Reaktionsgeschwindigkeit. b) für den Weg mit der geringsten Aktivierungsenergie. c) Mit dem Katalysator entsteht ein zweiter, besserer Reaktionsweg. d) große Moleküle, die meistens C-Atome enthalten.
- N2 a) Die Ionengitter zerfallen in einzelne Ionen. b) Ein dynamisches Gleichgewicht stellt sich ein. c) Hin- und Rückreaktion kompensieren sich. d) Aufbau und Zerstörung der Ionengitter. e) Siehe nächste Seite im Lehrbuch.
 a) von der Entropie. b) Die Entropie nimmt zu. c) Die Lösereaktion ist endotherm. d) Die sich anziehenden Ionen des Gitters werden auseinander bewegt. e) Die Ladung muss möglichst groß sein, und die Ionen müssen größtmäßig gut zusammenpassen. f) durch ihre Größe.
- N3 a) Ionengitter. b) Ionenbindungen und Elektronenpaarbindungen. c) 1+. d) 1-. e) Sulfat: 2-, Nitrat: 1-, Carbonat: 2-. f) Siehe nächste Seite im Lehrbuch. g) Ladung = Valenzstriche mal 2 minus Außenelektronen. h) Die Oktettregel würde verletzt. Siehe Tabelle 7, Seite 24.
- N4 a) aus Ionengittern. b) Siehe nächste Seite im Lehrbuch.
 c) Die Lösereaktion überwiegt zunächst, bis sich das dynamische Gleichgewicht einstellt. d) $K = c(\text{Na}^+) \cdot c(\text{CH}_3\text{COO}^-) : c(\text{NaCH}_3\text{COO})$. e) Die Konzentration eines reinen Feststoffs ist unveränderlich. f) Der Quotient des MWG bleibt unverändert.
 a) Gleichgewichtsverschiebung. b) auf der Seite des festen Salzes. c) Die Konzentration der gelösten Ionen wird kleiner. d) Das Volumen von Flüssigkeiten oder Festkörpern (und dadurch die molare Konzentration) ist praktisch druckunabhängig. e) mit der Wirkung eines Katalysators.
- N5 a) Blei(II)-nitrat: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Bariumnitrat: $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, Cobalt(II)-nitrat: $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, Blei(II)-iodid: PbI_2 , Bariumsulfat: BaSO_4 , Cobalt(II)-hydroxid: $\text{Co}(\text{OH})_2$. b) $\text{PbI}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq})$ $K < 1$. c) Blei(II)-nitrat, Bariumnitrat, Cobalt(II)-nitrat: $K > 1$; Bariumsulfat, Cobalt(II)-hydroxid: $K < 1$. d) die des Festkörpers. e) Der Ausdruck ist ein mathematisches Produkt.
- O2 a) Bismut(III)-nitrat, Kaliumiodid: Ionengitter. b) Bi^{3+} und I^- . c) BiI_3 . d) $\text{Bi}^{3+}(\text{aq}) + \text{I}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{BiI}_3(\text{s})$. e) Bei einer Störung des dynamischen Gleichgewichts wird die Reaktion bevorzugt, die der Störung entgegenwirkt. f) Eine andere Reaktion findet statt. g) Die Stoffteilchen bilden sich erst mit überschüssigen Iodid-Ionen. h) Im Wasser lösen sich nur Ionen oder polare Moleküle.
- O3 a) Eine Reaktion mit Wasser-Molekülen hat stattgefunden. b) H_2O -Moleküle, Cl^- - oder F^- -Ionen. c) Der H_2O -Komplex ist am wenigsten stabil, der F^- -Komplex ist am stabilsten. d) Hexaaquaeisen(III), Hexachloroferrat(III), Hexafluoroferrat(III). e) durch die negativen Ladungen oder Teilladungen. f) von der Energie, weil die Entropie abnimmt. g) Kationen des 10er-Blocks haben meistens kein stabiles Elektronenoktett.
- O4 a) CuSO_4 , NaOH , NH_3 . b) Das Ionengitter enthält Cu^{2+} -Ionen. c) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$ $K_L = c(\text{Cu}^{2+}(\text{aq})) \cdot c^2(\text{OH}^-(\text{aq}))$. d) durch eine Komplexbildungsreaktion. e) Prinzip von Le Châtelier. f) Kationen (oder Anionen) werden dem Lösegleichgewicht entzogen. g) Tetramminkupfer(II). h) Siehe nächste Seite im Lehrbuch.
- O5 a) Kupfer(II)-hydroxid $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$. b) Tetramminkupfer(II). c) Die Kationen sind in einem Komplex eingebaut. d) Die Silber(I)-Ionen im Komplex können nicht – wie normalerweise – gefällt werden.
 a) Siehe Testaufgabe 11. b) Das Ionengitter von AgI ist stabiler.
- P2 a) Moleküle und Ionengitter. b) Natriumsulfat. c) Siehe Lehrbuch, Seite 167 unten. d) eine ionische Verbindung (= ein salzartiger Reinstoff). e) eine Fällungsreaktion. f) nein, NH_3 zB wirkt als Base. g) durch 2 H-Atome und 2 Elektronen. h) 2 H^+ -Ionen werden abgespalten. i) Säuren können H^+ -Ionen abspalten. j) Das H-Atom hat ein Elektron mehr. k) Die Base nimmt ein H^+ -Ion (Proton) auf. l) Ein freies Elektronenpaar muss vorhanden sein. m) ja.
- P3 a) $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{AgCl}(\text{s})$. b) aus kleinen Molekülen. c) ein Cl-Atom. d) Säuren können H^+ -Ionen abgeben. e) HCl .
 a) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{HSO}_4^- + \text{HCl}$, $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. b) Säuren: H_2SO_4 und HCl , Basen: Cl^- und H_2O . c) Siehe Seite 170 im Lehrbuch. d) konjugierte Säure-Base-Paare: $\text{H}_2\text{SO}_4/\text{HSO}_4^-$, HCl/Cl^- , $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$.
- P4 a) Acetat, siehe Lehrbuch Seite 172. b) Siehe Lehrbuch, Seite 172. c) durch gelöste Ionen. d) 60 g. e) 10^{22} . f) ca. 1 g.
 a) Nitrat-Ion. b) Siehe Lehrbuch, Seite 172. c) die Reaktion mit der Salpetersäure. d) großer Pfeil für die Reaktion der Salpetersäure. e) die Salpetersäure.
- P5 a) Eine OH-Gruppe ist gemeinsam. Was daran gebunden ist, ist unterschiedlich. b) Die unterschiedlichen Reste beeinflussen die Bindung des H-Atoms an das O-Atom. c) durch Atome mit großer Elektronegativität. d) aus Ionengittern. e) um einen Komplex. f) Weil eine große positive Ladung die Abstoßung von Protonen (H^+ -Ionen) begünstigt.
 a) als konjugiertes Säure-Base-Paar. b) $\text{Si}^{\text{a}} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{B}_1^{\text{a}-1} + \text{H}_3\text{O}^+$. c) Weil die Konzentration von Wasser nahezu konstant bleibt. d) Weil die Bindung länger wird. e) Da die Zahl der Stoffteilchen gleich bleibt, bleibt die Entropie annähernd gleich. Die Energie nimmt ab, weil das bindende Elektronenpaar der Säure ganz nahe zum Atomkern gelangt. Das freie Elektronenpaar der Base entfernt sich weniger weit vom Kern weg. f) Die stärkere Säure besitzt mehr Triebkraft als die schwächere.
- Q2 a) Cl^- und H_3O^+ . b) aus Ionengittern. c) mit OH^- . d) Siehe Lehrbuch, Seite 178. e) Weil nicht alle H_3O^+ -Ionen vernichtet werden können. f) Weil sich die Rückreaktion auswirkt.

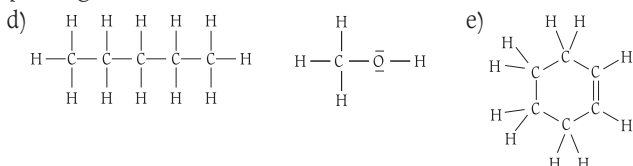
- a) auf gelöste Ionen. b) 10^{-7} Mol/l. c) $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. d) 10^{-7} Mol/l. e) auf der Seite von H_2O . f) Weil die molare Konzentration von H_2O viel größer ist als alle übrigen Konzentrationen. g) $K_w = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$. h) 10^{-14} .
- Q3 a) Säuren geben an H_2O ein Proton ab. b) Weil durch Säuren H_3O^+ -Ionen entstehen und der pH-Wert eine negative Hochzahl darstellt. c) $\text{S}_1^{\text{a}} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{B}_1^{\text{a-1}} + \text{H}_3\text{O}^+$, $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. d) Säuren verschieben das Autoprotolysegleichgewicht nach links. e) OH^- . f) Basen verschieben das Autoprotolysegleichgewicht nach links. g) Weil Basen H_3O^+ -Ionen vernichten.
- Q4 a) Die Elektronenhüllen nehmen Lichtquanten aus dem sichtbaren Bereich auf. b) Der Indikator muss selbst eine Base oder Säure sein. c) $\text{IndS}^{\text{a}} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{IndB}^{\text{a-1}} + \text{H}_3\text{O}^+$. d) Das Indikatorgleichgewicht wird auf die Seite der Indikatorsäure verschoben.
- a) Phenolphthalein-Gleichgewicht liegt links, Bromthymol-Gleichgewicht bevorzugt keine Seite, Methylrot-Gleichgewicht liegt rechts. b) Methylrot ist die stärkste Säure, Phenolphthalein die schwächste. c) K_s von Methylrot $>$ K_s von Bromthymolblau $>$ K_s von Phenolphthalein. d) zu 50 %. e) $K_s \approx c(\text{H}_3\text{O}^+)$. f) Der Universalindikator besteht aus mehreren Indikatoren, die ihre Farbe bei unterschiedlichen pH-Werten ändern.
- Q5 a) Weil H_3O^+ entstehen oder verschwinden. b) $c(\text{IndS}) \approx c(\text{IndB})$. c) Säuren oder Basen verschieben das Indikatorgleichgewicht durch Veränderung von $c(\text{H}_3\text{O}^+)$.
- R2 a) CuSO_4 , Zn, $\text{Zn}(\text{OH})_2$ und $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$. b) $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s})$, $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{OH}^-(\text{aq}) \longrightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}(\text{aq})$. c) durch 2 Elektronen. d) ein Cu^{2+} -Ion.
- a) $2 \text{Cu} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{CuO}$. b) Reduktionsmittel: Cu, Oxidationsmittel: O_2 . c) Oxidation: $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$, Reduktion: $4 \text{e}^- + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{O}^{2-}$.
- R3 a) durch die Knallgasreaktion. b) durch Aufnahme von Elektronen und Zusammenschluss der H-Atome. c) als Reduktion. d) von einer Säure. e) Reduktionsmittel: Metalle, Oxidationsmittel: H^+ . f) Reduktionsmittel Na $>$ Reduktionsmittel Mg $>$ Reduktionsmittel Cu.
- g) $\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$, $c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = K_w = 10^{-14}$.
- a) HNO_3 und NO_2 . b) aufgenommen. c) 1 Elektron. d) das Streben nach minimaler Energie und maximaler Entropie. e) Die Entropie nimmt zu (Gasentwicklung).
- R4 a) F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 und F^- , Cl^- , Br^- , I^- . b) Oxidation. c) $5 \text{e}^- + 8 \text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$. d) $16 \text{H}^+ + 2 \text{MnO}_4^- + 10 \text{X}^- \longrightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{X}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$. e) X^- : Reduktionsmittel, MnO_4^- : Oxidationsmittel. f) links. g) Gleichgewichtsverschiebung nach rechts. h) I^- gibt sein Elektron am leichtesten ab, F^- am schwersten. i) Ist die Hinreaktion begünstigt, so heißt das zugleich, dass die Rückreaktion benachteiligt ist (A ist reicher als B bedeutet zugleich: B ist ärmer als A). j) Elektronegativität und Oxidationswirkung beschreiben die anziehende Kraft auf Elektronen: die Elektronegativität für bindende Elektronenpaare, die Oxidationswirkung für aufzunehmende Elektronen.
- R5 a) als Reduktionsmittel. b) Weil von dort die negativ geladenen Elektronen kommen. c) Zink ist das stärkere Reduktionsmittel (das unedlere Metall).
- a) Cu^{2+} -Ionen sind das stärkere Oxidationsmittel als Pb^{2+} -Ionen. b) Elektronen fließen vom Elektronen abstoßenden Zink zum Elektronen anziehenden Blei bzw. den Blei(II) -Ionen. Elektronen fließen vom Elektronen abstoßenden Blei zum Elektronen anziehenden Kupfer bzw. Kupfer(II) -Ionen. c) Reduktionsmittel Zink $>$ Reduktionsmittel Blei $>$ Reduktionsmittel Cu.
- S2 a) aus Ionengittern: MgCl_2 und CuCl_2 . b) Unedle Metalle sind starke Reduktionsmittel und ihre Kationen schwache Oxidationsmittel, edle Metalle sind schwache Reduktionsmittel und ihre Kationen starke Oxidationsmittel. c) Kupfer ist edler als Magnesium. d) Mg wirkt als Reduktionsmittel, Cu^{2+} -Ionen als Oxidationsmittel. e) Oxidation: $\text{Mg} \longrightarrow \text{Mg}^{2+}$, Reduktion: $\text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Cu}$, gesamt: $\text{Mg} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{Cu}$. f) Die Bewegung der Elektronen erfolgt vom Magnesium zum Kupfer. g) Die Poren verhindern eine direkte Redoxreaktion, ermöglichen aber eine langsame Wanderung von Ionen. h) aus metallischem Kupfer.
- a) Siehe Seite 198 im Lehrbuch. b) Reduktionsmittel: Zn, Oxidationsmittel: MnO_2 , Reduktion: $\text{MnO}_2 \longrightarrow \text{Mn}^{3+}$, Oxidation: $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}$. c) vom Zink zum MnO_2 . d) Bei einer Störung des Gleichgewichts wird die Reaktion bevorzugt, die der Störung entgegenwirkt. e) Die Papierschicht verhindert die direkte Redoxreaktion, ermöglicht aber eine langsame Wanderung von Ionen.
- S3 a) Jeweils 2 Chloratome schließen sich über ein Elektronenpaar zusammen. b) Dort entstehen Chloratome aus Cl^- -Ionen. c) als Oxidationsmittel. d) OH^- -Ionen. e) durch Abspaltung eines Protons. f) Weil H^+ -Ionen verbraucht werden. g) H^+ ist das stärkere Oxidationsmittel als Na^+ . h) NaOH. i) Siehe Seite 200 im Lehrbuch. j) Reduktion: $2 \text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2$, Oxidation: $2 \text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2$. k) Reduktionsmittel: Cl^- , Oxidationsmittel: H^+ .
- a) Pluspol: $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+}$, Minuspol: $\text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Cu}$. b) Reinigung von Kupfer und Herstellung von Metallüberzügen.
- S4 a) Elektronen werden über einen Draht „umgeleitet“, beim galvanischen Element freiwillig, bei der Elektrolyse erzwungenermaßen. b) SO_4^{2-} und H_3O^+ . c) PbO_2 und PbSO_4 .
- a) Siehe Seite 202 im Lehrbuch. b) Reduktionsmittel: Pb, Oxidationsmittel: PbO_2 , Reduktion: $\text{PbO}_2 \longrightarrow \text{Pb}^{2+}$, Oxidation: $\text{Pb} \longrightarrow \text{Pb}^{2+}$. c) Weil die Elektronen vom Blei kommen und zum PbO_2 wandern. d) Die Triebkraft für diese Redoxreaktion wird vergrößert (Kopplung). e) Siehe Seite 202 im Lehrbuch. f) aus der Schwefelsäure. g) das Redoxpaar, bei dem H^+ beteiligt ist: $\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}$.
- S5 a) $(360 \cdot 500 \cdot 10^{12}) : (45 \cdot 10^{12}) = 4000$ Mal. b) $(500\,000\,000 \text{ km}^2) : 4000 = 125\,000 \text{ km}^2$. c) ca. $1\frac{1}{2}$ -mal. d) Der freiwillige Elektronenfluss wird über einen Draht umgeleitet. e) Reduktionsmittel und Oxidationsmittel werden ständig nachgeliefert. f) Weil der direkte Kontakt verhindert wird.
- T2 a) aus Ionengittern. b) SiO_4^{4-} wirkt als Base. c) Atomgitter. d) H_2O -Moleküle. e) Fällungsreaktionen. f) Wasser-Moleküle wandern durch die Poren hinein und führen zum Platzen. Durch Fällung entsteht wiederum mehr poröses, festes Material.
- a) ca. $109,5^\circ$. b) Si steht im PSE an der Grenze zwischen Metall- und Nichtmetallatomen. c) Siehe Seite 208 im Lehrbuch. d) Die Hohlräume werden größer. e) Die Hohlräume sind groß genug für die Wanderung von Wasser-Molekülen und Kationen. f) Je größer die Dichte, desto tiefer ist eine Silicat-Form zu finden.
- T3 a) Diamantartiges SiO_2 besteht aus Atomgittern, flüchtiges CO_2 aus kleinen Molekülen. b) Unterschiede bei der Elektronegativität und der Atomgröße. c) Weil das Si-Atom größer ist als das C-Atom. d) C-Atome und O-Atome passen

größenmäßig besser zusammen. e) Die molekularen Kräfte sind sehr groß. f) Bindungswinkel H_2O : ca. $109,5^\circ$, CO_2 : 180° . g) H_2SO_4 , HNO_3 , H_2CO_3 . h) Siehe Seite 210 im Lehrbuch.

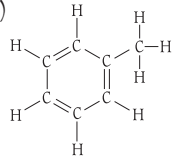
a) Das H_2O -Molekül ist sehr polar und trägt große Teilladungen. b) für Lösereaktionen, Komplexbildungen, Protolysen und Redoxreaktionen.

- T4 a) 80 % N_2 , 20 % O_2 . b) Tetraphosphordekaoxid. c) Säuren. d) Siehe Seite 212 im Lehrbuch. e) fest: Phosphor, Kohlenstoff, Schwefel, Iod; flüssig: Brom; alle übrigen: gasförmig. f) Größere Atome können nicht so nahe zusammenrücken, dass sich mehr als 1 gemeinsame Elektronenwolke ausbilden kann. g) Siehe Seite 212 im Lehrbuch. h) Der Bindungswinkel ist extrem klein, nämlich 60° . i) die Dreifachbindung. j) energiereich. k) Die Atome besitzen verschiedene Größen und Elektronegativitätswerte. l) durch Kreislaufprozesse. m) Außenelektronen und Zahl der Elektronenpaarbindungen ergänzen sich auf 8 (Folge der Oktettregel). n) Die gleichen Atome können sich auf verschiedene Weise zu Molekülen zusammenschließen.

U2 a) aus Molekülen. b) Bei allen Lösevorgängen bleibt die violette Farbe des Iods erhalten, bei Reaktionen treten Farbveränderungen ein. c) die OH-Gruppe und die $\text{C}=\text{C}$ -Gruppierung.

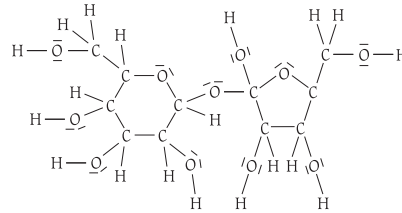
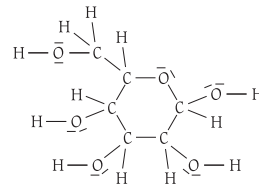
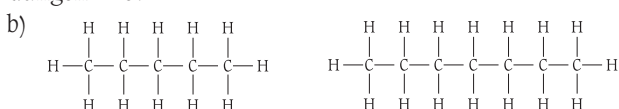


f) Weil nur das Cyclohexen-Molekül eine flache Stelle besitzt (bei der Doppelbindung). g) Das O-Atom hat freie Elektronenpaare. h) Die Si-Si-Bindung ist länger als die C-C-Bindung.

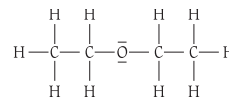
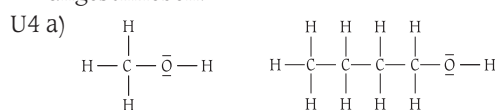
a) 16. b) Weil alle C-Atome in organischen Molekülen 4 Bindungen aufweisen. c)  d) 3.

U3 a) Katalysatoren. b) Weil die Triebkraft erst nach Zufuhr der Aktivierungsenergie wirksam werden kann. c) Die Verbrennungsprodukte sind gasförmig und bestehen aus kleinen Molekülen. d) Die Energie sinkt und die Entropie steigt. e) metastabil. f) Nur Elektronenpaarbindungen zwischen Atomen mit Elektronegativitätsunterschieden $> 0,3$ sind energiearm, weil Teilladungen auftreten. g) Zucker-Moleküle enthalten energiearme O-H-, C-O- und O-H-Bindungen, Pentan und Heptan nicht. h) Zucker-Moleküle sind wasserlöslich, Pentan und Heptan nicht. i) Zucker-Moleküle weisen Atome mit großen Teilladungen auf, Pentan- und Heptan-Moleküle nicht.


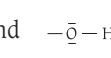
a) Zahl der Außenelektronen + Zahl der Elektronenpaarbindungen = 8.

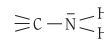



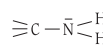
c) Bei Skelettformeln werden C-Atome, alle freien Elektronenpaare und alle an C-Atome gebundenen H-Atome nicht angeschrieben.





b) Weil die Atome anders miteinander verknüpft sind. c) Die Moleküle sind ähnlich aufgebaut. d) aus einer OH-Gruppe.

U5 a) Ribose und Glucose:  und 

Adenin: 

Glycin:  und 

b) Base: Adenin; Base und Säure: Glycin; Ribose und Glucose: neutral. c) Ribose: Aldehyd und Alkohol, abgeleitet von Pentan; Glucose: Aldehyd und Alkohol, abgeleitet von Hexan; Adenin: Amin, abgeleitet von Purin; Glycin: Amin und Carbonsäure, abgeleitet von Ethan. d) die Ringsysteme des Purins. e) Die Moleküle sind wasserlöslich (polar), weil sie große, unsymmetrisch angeordnete Teilladungen aufweisen. Ihr Grundgerüst enthält energiereiche C-C-Bindungen. Deshalb muss zu ihrer Bildung Energie zugeführt werden. f) bei Gewittern und Vulkanausbrüchen in der Nähe von Gewässern. g) die Untersuchung der Zusammensetzung der Gase aus Vulkanen und der Atmosphäre auf anderen, erdähnlichen Planeten.

a)  

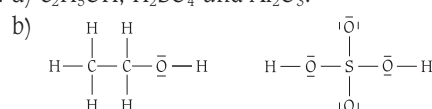
b) $5 \cdot \text{CH}_2\text{O} \longrightarrow \text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5$ (Ribose)

$6 \cdot \text{CH}_2\text{O} \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (Glucose)

$5 \cdot \text{HCN} \longrightarrow \text{C}_5\text{H}_5\text{N}_5$ (Adenin)

$\text{CH}_2\text{O} + \text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{O}_2\text{N}$ (Glycin)

V2 a) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, H_2SO_4 und Al_2O_3 .



c) aus kleinen Molekülen. d) Das Ionengitter kann in Ethanol nicht zerfallen. e) Weil Aluminiumoxid als Katalysator wirkt. f) eine Protolyse. g) Weil nur am Sauerstoffatom freie Elektronenpaare vorhanden sind. h) die Additionsreaktion mit Brom (Br_2). i) Weil das Reaktionsprodukt als Gas entweicht.

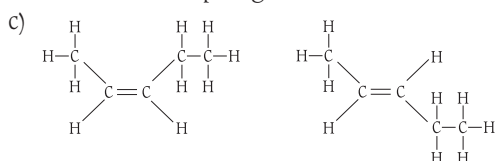
a) H^+ ist ein Elektrophil. Ein negativer Ladungsüberschuss ist beim O-Atom anzutreffen.

V3 a) Die Elektronenhüllen der Atome nehmen Lichtquanten aus dem sichtbaren Bereich auf. b) jeweils eine Protolyse, beim Metylenblau zusätzlich eine Redoxreaktion. c) pH-Indikatoren. d) Phenolphthalein: CO-Gruppe, OH-Gruppe, COOH-Gruppe, Doppelbindung, Methylgruppe; Metylenblau: N-Atom, S-Atom, Doppelbindung, Methylgruppe. e) Phenolphthalein: Keton, Alkohol, Carbonsäure, Ester, Benzenringe; Metylenblau: Amin ua., Benzenringe. f) Doppel- und Einfachbindungen sind abwechselnd angeordnet. g) Die völlig regelmäßige Anordnung der Doppelbindungen geht verloren.

a) zu den Komplexen. b) zusammengehörend. c) 11. d) Wird ein Elektron leicht abgegeben (starkes Reduktionsmittel), so heißt das zugleich, dass anschließend ein Elektron nur schwer aufgenommen werden kann (schwaches Oxidationsmittel). e) Weil das Chlorophyll-Kation zu zwei verschiedenen Redoxpaaren gehört: Chlorophyll \rightleftharpoons Chlorophyll $^+$; Chlorophyll * \rightleftharpoons Chlorophyll $^+$. f) Die Reaktion mit dem NADP $^+$ ist eine Reduktion, die Reaktion mit H_2O ist eine Oxidation.

V4 a) Das Br_2 -Molekül spaltet sich auf, und die beiden Bromatome lagern sich an die Doppelbindung an (Additionsreaktion). b) Doppelbindungen sorgen für erhöhte Reaktionsfähigkeit, daher sind Fett-Moleküle mit Doppelbindungen leichter verdaulich und weniger haltbar. c) Je größer die Anziehungskraft ist, desto höher liegt der Siedepunkt. d) ca. 109,5° und 120°. e) Doppelbindungen stören den regelmäßigen Aufbau des C-Gerüsts. f) Die Elektronenwolken verschieben sich – zB durch Zusammenstöße – kurzfristig.

a) Elektronen werden gemeinsam benutzt. Exakter: Die Elektronenwolken überlagern sich zwischen 2 Atomkernen. b) 2 an sich drehbare Elektronenwolken bewirken gemeinsam eine starre Verknüpfung der Atome.



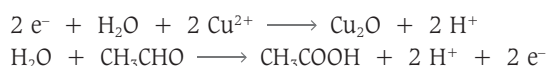
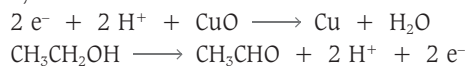
V5 a) Im Wasser-Molekül sind die Teilladungen unsymmetrisch angeordnet, im Heptan-Molekül existieren keine Teilladungen. b) Polare Moleküle ziehen sich gegenseitig stark an. c) Weil der polare Teil von polaren Wasser-Molekülen umgeben ist und der unpolare Teil von unpolaren Luft-Molekülen (N_2 , O_2). d) Der unpolare Teil drängt sich zwischen die Wasser-Moleküle.

a) Ester und Amin bzw. Alkohol und Alken. b) Viele kegelförmige Objekte können zusammen etwas Kugeliges bilden. Zylinderförmige Objekte hingegen können sich nur flächenartig zusammenlagern. c) Cholesterol-Moleküle sind zu flach, und ihr wasserlöslicher Anteil ist im Verhältnis viel zu klein. d) beim unpolaren Anteil der Phospholipid-Moleküle. e) durch die 4 Ringsysteme. f) Doppelbindungen stören den regelmäßigen Aufbau des C-Gerüsts und erschweren die Annäherung an andere Moleküle.

W2a) aus Ionengittern. b) Triglyceride gehören zu den Estern. c) mit dem C-Atom, an das die O-Atome gebunden sind. d) zu einer Protolyse. e) eine Fällungsreaktion. f) durch die Reaktion der Carbonsäure mit dem Hydroxid-Ion. g) Ester: unpolar; Anionen von langkettigen Carbonsäuren: amphiphil; langkettige Carbonsäuren und Alkohole: überwiegend unpolar; Wasser: polar.

a) OH^- : Katalysator; $\text{RCOOR}'\text{OH}^-$ und OR^- sind Zwischenprodukte. b) Protolyse. c) Verdrängung bei der Veresterung: OH-Gruppe; Verdrängung bei der Hydrolyse: OR-Gruppe. d) OH^- und OR^- .

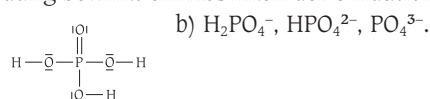
W3a)



b) Ethanol, Kupfer(II)-oxid, Ethanal, Kupfer, Wasser und Wasser, Ethanal, Kupfer(II)-Ionen, Ethansäure, Kupfer(I)-oxid. c) Reduktionsmittel: Ethanol, Ethanal; Oxidationsmittel: CuO bzw. Cu^{2+} . d) Reduktion: $\text{CuO} \longrightarrow \text{Cu}$ und $2 \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Cu}_2\text{O}$, Oxidation: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \longrightarrow \text{CH}_3\text{CHO}$ und $\text{CH}_3\text{CHO} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$. e) um die H^+ -Ionen aus dem Gleichgewicht zu entfernen. f) Fällung von $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

a) die Elektronen anziehende Wirkung. b) Das Atom mit der größeren Elektronegativität bekommt das ganze Elektronenpaar zugeteilt. c) Ladung des Ions = Zahl der Außenelektronen minus Zahl der zugeteilten Elektronen. d) Weil bei der Zuteilung der Elektronen keine Ladungen verloren gehen. e) Siehe Seite 240 im Lehrbuch. f) Die Zahl der abgegebenen oder aufgenommenen Elektronen ergibt sich aus der Änderung der Oxidationszahl. g) Die Oxidation ist der Vorgang der Elektronenabgabe, und die Elektronen sind negativ geladen. Durch Abgabe der negativen Ladung bleibt eine positive Ladung zurück. Bei einer Reduktion werden Elektronen aufgenommen, und die hinzukommende negative Ladung bewirkt ein Absinken der Oxidationszahl.

W5a)



c) Weil beim Phosphoratom die Außenelektronen in der 3. Schale sind, deren Fassungsvermögen 8 übersteigt. d) Alkohol, Amin, Ester. e) ATP. f) Weil die negativen Ladungen sich gegenseitig abstoßen. g) Hydrolyse. h) Ein Wasser-Molekül verdrängt das ADP.

a) Kondensationsreaktion, Hydrolyse, sonstige Substitutionsreaktionen. b) Verdrängung der OH-Gruppe durch OR-Gruppe, Verdrängung von ADP durch H_2O , Verdrängung der OH-Gruppe durch Phosphatgruppe, Verdrängung der Phosphatgruppe durch OR'-Gruppe. c) Die Phosphatgruppe geht vom ATP zum H_2O , vom ATP zur Carbonsäure, von der Carbonsäure zum Alkohol. d) Weil die Bindung der Phosphatgruppe das Molekül besonders energiereich macht.

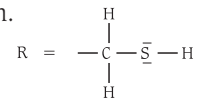
X2 a) 5 OH-Gruppen (Alkohol) und 1 CHO-Gruppe (Aldehyd, der mit Fehling-Lösung reagiert). b) durch eine Reduktion. c) Kupfer(II)-oxid besteht aus Ionengittern. d) durch Kondensationsreaktion.

sationsreaktion. e) Die Glucose-Moleküle können sich auf verschiedene Weise untereinander zusammenschließen. Zur Spaltung von Cellulose und Stärke werden unterschiedliche Enzyme benötigt.

- a) Eine Additionsreaktion führt zum Ringschluss. b) Die Additionsreaktion kann von 2 verschiedenen Seiten her erfolgen. c) Das Sauerstoffatom trägt eine negative Teilladung und das angegriffene C-Atom eine positive Teilladung. d) Alle OH-Gruppen liegen angenähert in einer Ebene. e) Die OH-Gruppen behindern sich gegenseitig. f) Die Elektronenpaarbindung im Wasserstoff-Molekül (H_2) ist sehr kurz und unpolar; Kohlenwasserstoff-Moleküle (Benzin) enthalten nur unpolare C-C- und C-H-Bindungen, Fett-Moleküle wenige polare Elektronenpaarbindungen und das Glucose-Molekül überwiegend polare Elektronenpaarbindungen.
- X3 a) die Stickstoffatome mit den freien Elektronenpaaren. (Die größere EN der O-Atome verhindert, dass deren freie Elektronenpaare eine ausgeprägte basische Wirkung verursachen.) b) Alle Basen sind Amine, zum Teil auch Amide. Die Ribose ist ein mehrfacher Alkohol, und die Phosphatgruppe leitet sich von der Phosphorsäure H_3PO_4 ab. c) durch Kondensationsreaktion. d) Aneinander gebundene Phosphatgruppen sind aufgrund der Abstoßung der negativen Ladungen sehr energiereich.
- a) Durch Kopieren eines „Negativs“ entsteht wieder die ursprüngliche Form der RNA. Negativ und ursprüngliche Form entstehen genau abwechselnd. b) Durch Paarung einer großen Base mit einer kleinen können sich die beiden RNA-Stränge genau parallel anordnen. c) Negative Teilladungen suchen positive und positive Teilladungen negative. Molekülteile ohne Teilladungen sind wasserunlöslich und suchen eine Umgebung ohne Teilladungen und ohne Wasser-Moleküle. d) Das Adenin enthält weniger positive und negative Teilladungen als die übrigen Basen. Geometrisch passt zum Adenin nur das Uracil.
- X4 a) Die Phosphatgruppen sind wasserlöslich, die Teilladungen der Basen sind größtenteils gegenseitig orientiert, und die wasserunlöslichen Anteile der Basen sind im inneren des DNA-Moleküls übereinander gestapelt. b) die Van-der-Waals-Kräfte. c) Das DNA-Molekül ist wie eine verdrehte Strickleiter aufgebaut. Dabei müssen die Sprossen – eine kleine und eine große Base – immer gleich lang sein. d) durch die Basenpaarung. e) durch die Anzahl der Neutronen im Atomkern (7 oder 8). f) Jeder DNA-Doppelstrang trennt sich bei der Vermehrung auf und jeder Einzelstrang wird anschließend wieder zum Doppelstrang ergänzt. g) eine Hydrolyse, bei der die OH-Gruppe als Katalysator wirkt. h) Bei der DNA fehlt die OH-Gruppe, die den Abbau des Makromoleküls katalysiert.
- X5 a) Für Proteine gibt es 20 unterschiedliche Bausteine (Aminosäuren), für RNA und DNA nur die 4 Basen. b) mRNA: Informationsübertragung; tRNA: Transport von Aminosäuren zum Ribosom; rRNA: Bestandteil des Ribosoms. c) Weil das Ribosom als Katalysator für den Proteinaufbau wirkt. d) Die Information wird nur zum richtigen Zeitpunkt abgelesen und übertragen. e) Die Informationsübertragung soll nach kurzer Zeit beendet sein. f) Die Neutronen sind aufgrund ihrer ungeeigneten Anzahl nicht in der Lage, die Abstoßung der Protonen im Kern zu verhindern. g) Die Radioaktivität einzelner Atomsorten kann wie ein Peilsender benutzt werden: Man spricht von radioaktiver Markierung. a) Mit einer Abfolge von 2 Basen lassen sich nur 16 (4^2) verschiedene Aminosäuren festlegen. In der Natur werden

20 verwendet. b) 64 (4^3). c) Alle Ribose-Moleküle besitzen eine CH_2 -Gruppe außen am Ring. Diese Gruppe weist im Rückgrat der RNA oder DNA immer in eine bestimmte Richtung. d) Für die Informationsübertragung besteht eine „Leserichtung“. Zweideutigkeiten können daher nicht existieren.

- Y2 a) Alle Aminosäuren enthalten $-NH_2$ - und $-COOH$ -Gruppen mit sehr großen Teilladungen. b) Amin und Carbonsäure. c) durch Protolyse. d) Ethan (Gly, Ser), Propan (Ala, Cys), Methylbutan (Val, Thr), Methylpentan (Leu, Ile), 5-Ring mit N-Atom und Propylrest (Pro), Propylbenzen (Phe, Tyr), Benzen, 5-Ring mit N-Atom und Propylrest (Trp), Butan und Methan (Met), Pentan und Methan (Arg), Hexan (Lys), 5-Ring mit 2 N-Atomen und Propylrest (His), Butan (Asn, Asp), Pentan (Gln, Glu). e) sauer: $-COOH$, basisch: $-NH_2$, die übrigen Seitenketten sind neutral. f) Alkohole (OH-Gruppe), Amide ($-CONH_2$ -Gruppierung), Thioalkohole und Thioether (SH-Gruppe, $-S$ -Gruppierung). g) aromatisch: Phe, Tyr, Trp, His. h) Siehe Seite 258 im Lehrbuch. $R = -CH_3$. i) Weil Bild und Spiegelbild identisch sind.
- a) ein Amid. b) Kondensationsreaktion. c) Das Molekül wird an dieser Stelle flach und starr.
- Y3 a) durch Translation und Transkription. b) Die Amidbindung wird durch Hydrolyse zerstört. c) Die gegenseitige Orientierung von Molekülen durch Wasserstoffbrücken ist bei hoher Temperatur infolge ihrer Bewegung nicht mehr möglich. d) Weil viele wasserunlösliche Teile nach außen zeigen. e) Siehe Seite 258 im Lehrbuch.



- f) in S^{2-} -Ionen (Substitution von SH^- durch OH^-).
- a) Die Betrachtungsebene wird immer umfassender. b) CO- und NH-Gruppen. c) Polare Seitenketten wenden sich nach außen (dem Lösemittel Wasser zu), unpolare nach innen in die Umgebung von anderen unpolaren Seitenketten. d) durch passende Wasserstoffbrücken und durch Van-der-Waals-Kräfte zwischen unpolaren Regionen.
- Y4 a) pH-Indikator. b) Die Elektronenhülle nimmt aus dem sichtbaren Bereich nur ganz bestimmte Lichtquanten auf. c) Siehe Seite 74 im Lehrbuch. d) Amid. e) durch Hydrolyse. f) die Amidbindung. g) Enzyme sind biochemische Katalysatoren. Die Aktivierungsenergie wird erniedrigt, sodass die Reaktionsgeschwindigkeit steigt. h) Das Enzym ist nur bei einem bestimmten Molekül wirksam. i) Protein-Moleküle ändern durch Erhitzen oder bestimmte Ionen ihre Tertiärstruktur. j) Proteine wirken in der Zelle zB als Antennen, Transportsysteme oder andere Bauteile für molekulare „Zellmaschinen“.
- Z2 a) Manche Bakterienstämme haben bestimmte Gene verloren. b) Stamm 2 hat kein Schalter-Gen mehr, Stamm 3 hat zusätzlich das Gen zur Herstellung des Verdauungsenzyms verloren. Stamm 4 hat die Fähigkeit erworben, gegen Antibiotika unempfindlich zu sein.
- a) Stamm 1 hat das Gen zur Produktion des Verdauungsenzyms nicht eingeschaltet, und Stamm 4 ist unfähig, dieses zu produzieren. b) Der Zusatz des Antibiotikums zerstört alle Bakterien von Stamm 1, Stamm 4 überlebt. c) Weil zuerst das Gen für die Produktion des Verdauungsenzyms zusammen mit dem Schalter-Gen übertragen wird. d) Der Zusatz von Galactose bewirkt, dass die Blockade der Produktion des Verdauungsenzyms aufgehoben wird.

Z3 a) Die mRNA überträgt die Bauanleitung für ein Protein von der DNA zum Ribosom. b) Die mRNA wird im Ribosom gemäß dem genetischen Code in eine Kette aus Aminosäuren (= Protein) übersetzt. c) Protein-Moleküle gibt es in vielfacher Ausfertigung in der Zelle, das zugehörige Gen jedoch nur ein Mal. d) Die DNA vermehrt sich, wenn sich das Lebewesen vermehrt. Die nächste Generation von Bakterien kann bereits innerhalb von 20 Minuten entstehen.

a) Enzyme sind Biokatalysatoren und beschleunigen Reaktionen in der Zelle. b) Die RNA reproduziert sich aufgrund der Basenpaarung von selbst aus ihren Bausteinen, den Nukleotiden. c) Die radioaktive mRNA kann sich nur dort an die DNA anlagern, wo sie aufgrund der Basenpaarung genau das „Negativ“ darstellt. Das ist zugleich der Ort, an dem diese mRNA auch gebildet wird. d) Radioaktive Atome in Stoffteilchen wirken als „Peilsender“ und dienen der Markierung.

Z4 a) Komplexe. b) Solche Moleküle bezeichnet man als aromatisch. Sie sind besonders stabil und ab 9 konjugierten Doppelbindungen intensiv gefärbt. c) Redoxreaktionen. d) der Transport von Elektronen. e) Das Protein wird funktionsunfähig, wenn bestimmte Aminosäuren ausgetauscht werden. f) durch den Prozentsatz der übereinstimmenden Aminosäuren.

a) Die Zelle wird erst später darauf festgelegt, welche Aufgaben sie zu übernehmen hat. Ist diese Festlegung bereits erfolgt und wird die Zelle verpflanzt, so läuft das eingeschaltete Programm unbeirrt weiter. b) Durch benachbarte Zellen, die aus fremden Tieren verpflanzt wurden, werden Gene eingeschaltet, die normalerweise niemals zum Einsatz kommen. c) Da alle Lebewesen einen gemeinsamen Ursprung besitzen, werden die chemischen Signale auch über Artgrenzen hinweg verstanden.

Tabelle 1 (A4 c):

	Hypothese 1	Hypothese 2	Hypothese 3
Versuch a	blau	farblos oder hellblau	farblos
Versuch b	farblos oder hellblau	blau	blau
Versuch c	farblos oder hellblau	blau	farblos

Tabelle 2 (E3 i):

Na	Cl	Na ⁺	Cl ⁻	1 Na ⁺	+	1 Cl ⁻	NaCl
K	S	K ⁺	S ²⁻	2 K ⁺	+	1 S ²⁻	K ₂ S
Ca	O	Ca ²⁺	O ²⁻	1 Ca ²⁺	+	1 O ²⁻	CaO
Al	F	Al ³⁺	F ⁻	1 Al ³⁺	+	3 F ⁻	AlF ₃
Sn	O	Sn ⁴⁺	O ²⁻	1 Sn ⁴⁺	+	2 O ²⁻	SnO ₂
Mg	N	Mg ²⁺	N ³⁻	3 Mg ²⁺	+	2 N ³⁻	Mg ₃ N ₂

Tabelle 3 (E4 e):

Kupfer(II)-fluorid	Cu ²⁺	F ⁻	1 Cu ²⁺	+	2 F ⁻	CuF ₂
Kupfer(I)-fluorid	Cu ⁺	F ⁻	1 Cu ⁺	+	1 F ⁻	CuF
Chrom(VI)-oxid	Cr ⁶⁺	O ²⁻	1 Cr ⁶⁺	+	3 O ²⁻	CrO ₃
Kaliumsulfid	K ⁺	S ²⁻	2 K ⁺	+	1 S ²⁻	K ₂ S
Magnesiumoxid	Mg ²⁺	O ²⁻	1 Mg ²⁺	+	1 O ²⁻	MgO
Aluminiumoxid	Al ³⁺	O ²⁻	2 Al ³⁺	+	3 O ²⁻	Al ₂ O ₃

Tabelle 4 (E4 e):

AgF	Ag ⁺	F ⁻	1 Ag ⁺	+	1 F ⁻	Silber(I)-fluorid
FeO	Fe ²⁺	O ²⁻	1 Fe ²⁺	+	1 O ²⁻	Eisen(II)-oxid
Fe ₂ O ₃	Fe ³⁺	O ²⁻	2 Fe ³⁺	+	3 O ²⁻	Eisen(III)-oxid
BaBr ₂	Ba ²⁺	Br ⁻	1 Ba ²⁺	+	2 Br ⁻	Bariumbromid
MnO ₂	Mn ⁴⁺	O ²⁻	1 Mn ⁴⁺	+	2 O ²⁻	Mangan(IV)-oxid
Ca ₃ N ₂	Ca ²⁺	N ³⁻	3 Ca ²⁺	+	2 N ³⁻	Calciumnitrid

Tabelle 5 (G2 e):

Chlor	8	(7 + 7) : 2 = 7	1	$\text{Cl} - \text{Cl}$
Kohlenstoffmonoxid	8	(4 + 6) : 2 = 5	3	$\text{C} \equiv \text{O}$
Kohlenstoffdioxid	12	(4 + 2 · 6) : 2 = 8	4	$\text{O} = \text{C} = \text{O}$
Ozon	12	3 · 6 : 2 = 9	3	$\text{O} = \text{O} - \text{O}$
Schwefelsäure	22	(2 · 1 + 6 + 4 · 6) : 2 = 16	6	$ \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H} - \text{O} - \text{S} - \text{O} - \text{H} \\ \\ \text{O} \end{array} $

Tabelle 6 (G3 e):

SO ₂	Schwefeldioxid	$\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{S}}-\ddot{\text{O}}:$
CH ₃ OH	organisches Molekül	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
NCl ₃	Stickstofftrichlorid	$\begin{array}{c} :\ddot{\text{Cl}}: \\ \\ :\ddot{\text{Cl}}-\text{N}-\ddot{\text{Cl}}: \end{array}$
C ₅ H ₁₂	organisches Molekül	$\begin{array}{ccccccc} \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & & & \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C}-\text{H} \\ & & & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$
SiF ₄	Siliciumtetrafluorid	$\begin{array}{c} :\ddot{\text{F}}: \\ \\ :\ddot{\text{F}}-\text{Si}-\ddot{\text{F}}: \\ \\ :\ddot{\text{F}}: \end{array}$
N ₂ O ₄	Distickstofftetraoxid	$\begin{array}{c} \text{O}=\text{N}-\text{N}=\text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \quad \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \quad \text{O} \quad \text{O} \quad \text{O} \end{array}$

Tabelle 7 (N3 h):

Name des Salzes	Formeleinheit	Stabilität des Gitters	Lösegleichgewicht
Bariumsulfat	BaSO ₄	groß	$\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
Blei(II)-sulfat	PbSO ₄	groß	$\text{PbSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
Kupfer(II)-sulfat	CuSO ₄	klein	$\text{CuSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
Bariumcarbonat	BaCO ₃	groß	$\text{BaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$
Blei(II)-carbonat	PbCO ₃	groß	$\text{PbCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$
Kupfer(II)-carbonat	CuCO ₃	groß	$\text{CuCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$
Bariumhydroxid	Ba(OH) ₂	klein	$\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
Blei(II)-hydroxid	Pb(OH) ₂	groß	$\text{Pb}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
Kupfer(II)-hydroxid	Cu(OH) ₂	groß	$\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
Bariumiodid	BaI ₂	klein	$\text{BaI}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq})$
Blei(II)-iodid	PbI ₂	groß	$\text{PbI}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq})$
Kupfer(II)-iodid	CuI ₂	*	$\text{CuI}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq})$

* Cu²⁺(aq) + 2 I⁻(aq) reagieren anschließend teilweise zu Cu⁺ und I₂-Molekülen, die einen braunen Festkörper bilden.