

Übungsaufgaben zum Text

1. Aufgabe (Allgemeines, Rekapitulation):

Welche Arten von Stoffen sind Ihnen bekannt?

Welche Verfahren zur Trennung von Stoffgemischen kennen Sie?

2. Aufgabe:

Geben Sie die Isotopenschreibweise für das Sauerstoffatom mit 8 Neutronen

Geben Sie die Isotopenschreibweise für das Sauerstoffstoffatom mit 10 Neutronen

Geben Sie die Isotopenschreibweise für das Wasserstoffatom mit 0 Neutronen

Geben Sie die Isotopenschreibweise für das Wasserstoffatom mit 1 Neutron

Geben Sie die Isotopenschreibweise für das Wasserstoffatom mit 2 Neutronen

3. Aufgabe:

a) Die Protonenzahl eines Atoms ist 50. Zu welchem Element gehört das Atom?

b) Wie viele Neutronen besitzt ein ^{238}U -Isotop?

c) Stimmt die folgende Aussage: Das ^3H -Nuklid und das ^3He -Nuklid haben die gleiche Anzahl von Nukleonen?

d) Wie lautete die erste Definition der Elemente (18. Jahrhundert)?

e) Wie lautet die moderne Definition eines Elementes?

4. Aufgabe:

a) Wie groß ist die Atommasse eines Schwefelatoms [in u]?

b) Wie groß ist die Masse des Schwefelatoms in g?

c) Wie viele Neonatome sind in 20,18 g Stickstoff enthalten?

5. Aufgabe:

a) Berechnen Sie die Masse von 1 mol Wasser in g:

b) Berechnen Sie die Masse von 1 mol Phosphorsäure (H_3PO_4) in g:

c) Berechnen Sie die Masse von 1 mol Kaliumpermanganat (KMnO_4) in g:

d) Sie lassen 23 g Natrium mit einem Überschuss von Schwefel reagieren. Wie viel Gramm Natriumsulfid (Na_2S) werden erhalten und wie viel Gramm Schwefel werden dabei verbraucht?

e) Sie lösen 5,6 g KOH zu 10 Liter Lösung. Berechnen Sie die Konzentration. $c(\text{KOH}) = \text{mol/l}$.

6. Aufgabe:

- a) Berechnen Sie das Litergewicht von Stickstoffgas!
- b) Wenn Methan verbrannt wird, entstehen Kohlendioxid und Wasser. Wie viele Liter Sauerstoff sind nötig um 32 g Methan zu verbrennen?

7. Aufgabe:

Sie bekommen hier eine gezielte Auswahl von Elementen, die Mendelejeff im Jahre 1869 kannte – die ihm noch unbekanntem Edelgase (wie auch Ga und In) sind noch zugefügt. Die Elemente sind alphabetisch geordnet. Versuchen Sie diese Elemente unter Berücksichtigung ihrer Eigenschaft (Metall/Nichtmetall, Masse, Bindigkeit) in eine sinnvolle Ordnung zu bringen (Nach: Universität Marburg, Institut für Lehrerfortbildung):

Symbol	Metall	Masse	Bindigkeit zu H
Al	+	27	3
As	-	75	3
Be	+	9	2
B	-	11	3
C	-	12	4
Ca	+	40	2
Cl	-	35	1
F	-	19	1
Ga	+	70	3
H	-	1	0
He	-	4	0
I	-	127	1
In	+	115	3
Kr	-	84	0
Li	+	7	1
Mg	+	24	2
N	-	14	3
Na	+	23	1
Ne	-	20	0
O	-	16	2
P	-	31	3
S	-	32	2
Sb	-	122	3
Se	-	79	2
Si	-	28	4
Sn	+	119	4

8. Aufgabe:

- a) Die Elektronen auf der äußersten Schale nennt man
- b) Unter dem Atomrumpf versteht man den Teil des Atoms ohne seine.....
- c) Elemente in der gleichen Hauptgruppe besitzen immer gleich viele Ihre Anzahl stimmt mit dernummer überein. Phosphor hat alsoValenzelektronen.
- d) Elemente in der gleichen Periode haben immer gleich vieleschalen. Ein Element in der 4. Periode hat alsoElektronenschalen. Zum Beispiel hat BleiElektronenschalen.
- e) Bei Übergangsmetallen oder Nebengruppenelementen wird die zweitäußerste Elektronenschale aufgefüllt. Deshalb bleibt die Besetzung der äußersten Schale mit Elektronen konstant. Ausnahmen von dieser Regel sind: Cr, Cu; Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Pt, Au.
- f) Nach einem Edelgas wird immer eineSchale angefangen. Deshalb haben alle Edelgase auf ihrer äußersten SchaleElektronen (Ausnahme: Helium mit ... Elektronen). Diese Elektronenkonfiguration bezeichnet man auch alskonfiguration.
- g) Die Nebengruppen befinden sich zwischen der und Hauptgruppe.
- h) Die Ionisierungsenergie nimmt in der Gruppe nachab und in der Periode nach rechts
- i) Welche Elemente sind mit den folgenden verwandt? (Geben Sie die Symbole von je zwei Elementen!)
- Cobalt
 - Barium
 - Jod
 - Silizium
- j) Geben Sie die Anzahl der Elektronenschalen (a) und die Zahl der Valenzelektronen (b) der folgenden Elemente an:
- Mangan
 - Blei
 - Tellur
 - Strontium
- k) Wo befinden sich in einer Gruppe die Elemente mit der größten Ionisierungsenergie?
- l) Wo befinden sich in einer Periode die Elemente mit der größten Ionisierungsenergie?
- m) Im heutigen Periodensystem werden die Elemente nach steigenderzahl geordnet. Elemente mit vier oder weniger Valenzelektronen gehören zu den.....

9. Aufgabe:

Geben Sie die Strukturformeln der folgenden Moleküle:

HCl, Br₂, ICl

10. Aufgabe:

Benennen Sie die folgenden Verbindungen:

SiF₄:

SCl₂:

HBr:

PCl₅:

H₂S:

NO₂:

Geben Sie die Molekülformeln der folgenden Verbindungen:

Schwefeldioxid:

Distickstofftrioxid:

Siliziumtetrachlorid:

Bortrifluorid:

Wasserstoffchlorid:

Arsentrihydrid:

11. Aufgabe:

a) Leiten Sie die Strukturformel von Phosphorsäure (H₃PO₄) ab:

b) Diejenige von Kohlensäure (H₂CO₃)

12. Aufgabe:

Geben Sie in folgenden Bindungen die Partialladungen an:

H-Cl

C=S

C-F

13. Aufgabe:

Geben Sie in den folgenden Beispielen das jeweils elektronegativste Element an:

a) O, S, Te

b) P, S, Cl

c) Br, Se, Ge

14. Aufgabe:

Geben Sie die Strukturformel von Schwefeltrioxid und Xenonhexafluorid:

15. Aufgabe:

Leiten Sie her, welche der folgenden Stoffe einen Dipol besitzen:

a) PH₃

b) Kohlendioxid

c) Dichlormonoxid

d) Kohlenstofftetrachlorid

e) Methan

16. Aufgabe:

Geben Sie an, in welchen Bindungen die Bindungsenergie am größten ist:

- a) Cl-Cl oder Br-Br oder I-I b) H-O oder H-S oder H-Te
c) P-H oder S-H oder Cl-H

17. Aufgabe:

Geben Sie an, welche Kräfte wirken zwischen:

- a) Ethanolmolekülen (C_2H_5OH): b) Ammoniakmolekülen (NH_3):
c) Kohlendioxid-Molekülen : d) Diwasserstoffsulfidmolekülen
e) HCl-Molekülen: f) Wasserstoffmolekülen:

18. Aufgabe:

- a) Wasserstoff und Phosphor reagieren miteinander. Gleichung?
b) Wasserstoff und Schwefel reagieren miteinander. Gleichung?
c) Wenn Selen und Fluor miteinander reagieren, kann welche Verbindung entstehen? Molekülformel?
d) Wasserstoff reagiert mit Stickstoff. Reaktionsgleichung?
e) Wasserstoff reagiert mit Iod. Reaktionsgleichung?

19. Aufgabe:

Geben Sie an, welches Teilchen in den folgenden Gruppen jeweils den größeren Radius besitzt:

- a) Na-Atom oder Cl-atom b) Na^+ -Ion oder Cl^- -Ion c) Mg-Atom oder Al-Atom
d) Cl^- -Ion oder Br^- -Ion e) Li-Atom oder K-Atom f) As^{3-} -Ion oder Ga^{3+} -Ion

20. Aufgabe:

Vervollständigen Sie die folgende Tabelle:

Edukte	Ionen	Reaktionsgleichung	Nomenklatur
Kalium und Sauerstoff	K^+ / O^{2-}	$4 K + O_2 \longrightarrow 2 K_2O$	Kaliumoxid
Magnesium und Stickstoff			
Aluminium und Schwefel			
Eisen (3 VE) und Fluor			
Strontium und Sauerstoff			
Natrium und Schwefel			
Lithium und Phosphor			
Nickel (3 VE) und Brom			
Calcium und Phosphor			
Kupfer und Chlor			
Barium und Iod			
Aluminium und Sauerstoff			
Aluminium und Kohlenstoff			
Gallium und Chlor			
Stickstoff und Brom			
Titan (4 VE) und Sauerstoff			
Rubidium und Stickstoff			

21. Aufgabe:

Geben Sie die Formeln folgender Salze an:

- | | |
|----------------------|----------------------|
| a) Magnesiumphosphat | b) Eisen(III)chlorat |
| c) Aluminiumsulfid | d) Lithiumcarbonat |
| e) Magnesiumnitrit | f) Kaliumsulfat |
| g) Lithiumcyanid | h) Aluminiumacetat |
| i) Kaliumnitrid | k) Zinksulfat |

Geben Sie von den folgenden Verbindungen (binäre Salze und Komplexsalze) den Namen:

- | | |
|---------------|---------------|
| a) Na_2SO_3 | b) $MgCO_3$ |
| c) $NaNO_3$ | d) Na_3PO_4 |
| e) PCl_5 | f) Fe_2O_3 |
| g) $BaSO_4$ | h) AsF_3 |

22. Aufgabe:

a) Welches sind die Komponenten der folgenden Stoffe:

- Stickstoffgas - Diamant - Schwefeldioxid - KBr

b) Folgende Elementpaare reagieren miteinander. Formulieren Sie die entsprechenden Reaktionsgleichungen:

- Nickel (3 Valenzelektronen) und Sauerstoff - Brom und Phosphor (P₄)
 - Schwefel und Fluor - Calcium und Stickstoff

c) Geben Sie die Strukturformeln von Bortrifluorid (F geht keine Doppelbindungen ein!), von Ozon (O₃), von SO₃ und von N₂H₄ (N geht 3 Bindungen, H-Atome nur eine Bindung ein):

d) Benennen Sie die folgenden Verbindungen:

Mg(ClO ₄) ₂	KClO ₄	Fe(NO ₂) ₂	CaSO ₄
Li ₂ CO ₃	BH ₃	CaCO ₃	CuSO ₄

e) Geben Sie die Formeln folgender Stoffe (Molekül- oder Substanzformeln):

Phosphortribromid	Aluminiumacetat	Aluminiumoxid
Calciumsulfid	Eisen(II)-perchlorat	Bariumnitrat
Calciumnitrat	Nickel(III)-sulfat	Eisen(II)-oxid
Diphosphorpentoxid	Natriumcarbonat	Germaniumtetrahydrid

23. Aufgabe:

Welche Bindungsart findet man in folgenden Stoffen:

NaCl:	Glucose:	Wasser:	BF ₃ :	CaCO ₃ :
Diamant:				

24. Aufgabe:

Zu welchem Verbindungstyp gehören die folgenden Stoffe (Abkürzungen: IV und MoV)

CaBr ₂	H ₂ S	Al ₂ (SO ₄) ₃	PH ₃
KNO ₃	Fe ₂ O ₃	Glucose (C ₆ H ₁₂ O ₆)	Ethanol (C ₂ H ₅ OH)
HCl	K ₃ [Fe(CN) ₆]	BF ₃	AsH ₃

25. Aufgabe:

- a) Ein Stoff hat einen tiefen Schmelzpunkt, ist ein Nichtleiter für Wärme und Strom und hat eine geringe Dichte. Zu welchen Stoffen gehört der Stoff?
- b) Zu welchen Stoffen gehört Quarz (SiO_2)?
- c) Zu welchen Stoffen gehört Calciumcarbonat (CaCO_3 ; Kalk)?

26. Aufgabe:

In welchem Gittertyp kristallisieren

- a) Ammoniak: b) Calciumphosphid: c) Quarz:
- d) Schwefeltrioxid: e) Calciumphosphat: f) Diamant:
- g) Nach welchen Kriterien werden die Stoffe in Gittertypen unterteilt?

27. Aufgabe:

Welcher der beiden Stoffe ist thermisch stabiler, welcher ist reaktionsfähiger? Begründung:

Methan oder HCl?

Von welchem Stoff kann man leichter ein H-Atom abspalten von Methan oder von HCl?

28. Aufgabe:

Bestimmen Sie die Oxidationszahlen folgender Verbindungen:

- a) HClO_4 b) $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$ PCl_5 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

29. Aufgabe:

Wie lauten die Reaktionsgleichungen für die folgenden Vorgänge?

- a) Man bringt Magnesium mit einer Silbernitrat-Lösung (Ag: 1 Valenzelektron) zur Reaktion.
- b) Aluminium reagiert mit Kupfer(II)sulfatlösung
- c) In der folgenden Gleichung bezeichne man nur das reagierende OM und RM:



30. Aufgabe:

Sie elektrolysieren eine Aluminiumoxid-Schmelze. Geben Sie die Gleichungen für die Elektrodenreaktionen: Kathode: Anode:

Gesamtreaktion:

31. Aufgabe:

- a) Wie lautet die Definition der Elektrolyse? Was geschieht bei der Elektrolyse?
- b) Welche Art von Strom muss eingesetzt werden, wenn man eine Elektrolyse durchführt?
- c) Was versteht man unter einem Elektrolyten? Welche Stoffe gehören dazu?
- d) Die Bezeichnung der Elektroden und die Verknüpfung mit ihren Ladungen kann man sich mit Hilfe einer Eselsbrücke merken. Wie lautet sie?
- e) Galvanische Elemente. 1) Was versteht man unter einer Halbzelle? 2) Wann lädt sich eine Elektrode in einer Halbzelle negativ auf? Bei welchen Metallen ist dies der Fall, d.h. wo stehen diese Metalle in der Redoxreihe?
- f) Was versteht man unter einer galvanischen Zelle? 1) Was für chemische Reaktionen finden in einer galvanischen Zelle statt? 2) In welcher Richtung fließen die Elektronen im äußeren Leiter?
- g) Eine galvanische Zelle kann aus zwei Elektroden bestehen, die in einen Elektrolyten tauchen. Geben Sie die Elektrodenreaktionen, die bei Stromentnahme stattfinden, wenn das Element aus Salzsäure (HCl in Wasser gelöst), einem C-Stift und einem Zinkstab als Elektroden, besteht.

32. Aufgabe:

Formulieren Sie die Protolysereaktionen von Chlorsäure (a) und von HCl (b) in Wasser

- a)
- b)

33. Aufgabe:

a) Weshalb wird das an den Sauerstoff gebundene Wasserstoffatom in der Essigsäure als Proton abgegeben und nicht eines der drei Wasserstoffatome, die an C gebunden sind?

b) Geben Sie von folgenden Stoffen jeweils die Formel der korrespondierenden Säure:

Hydroxidion (OH^-): Sulfition (SO_3^{2-}): Dihydrogenphosphation ($\text{H}_2\text{PO}_4^{2-}$):

Wasser: Carbonation (CO_3^{2-}): Oxidion (O^{2-}):

c) Geben Sie von den folgenden Stoffen die Formel der konjugierten Base:

Carbonation (CO_3^{2-}): Diwasserstoffsulfid (H_2S): Schwefelsäure (H_2SO_4):

Ammoniumion (NH_4^+): Hydrogenphosphation (H_2PO_4^-): Wasser:

34. Aufgabe:

- a) Salzsäure (HCl) reagiert mit Natriumacetat (CH_3COONa):
- b) 2 mol Ammoniak (NH_3) reagieren mit 1 mol Schwefelsäure (H_2SO_4):

35. Aufgabe:

Welche der folgenden Stoffe können in Wasser als Ampholyte reagieren:

Hydrogenphosphation: ja / nein Hydroxidion: ja / nein Ammoniumion: ja / nein
Hydrogencarbonation: ja / nein Sulfition: ja / nein Wasser: ja / nein

36. Aufgabe:

- a) Man lässt Kohlendioxid mit Wasser reagieren (Gleichung):
- b) Man lässt Distickstoffpentoxid und Diphosphorpentoxid mit Wasser reagieren (Gleichungen):
- c) Man lässt K_2O mit Wasser reagieren (Gleichung)

37. Aufgabe:

Formulieren Sie die stöchiometrisch richtig gestellten Reaktionsgleichungen für:

Name des entstehenden Salzes

- a) Kaliumhydroxid + Kohlensäure:
- b) Calciumhydroxid + Phosphorsäure:
- c) Aluminiumhydroxid + Schwefelsäure:
- d) Eisen(III)-hydroxid + Schweflige Säure:
- e) Magnesiumhydroxid + Salpetersäure:
- f) Aluminiumhydroxid + Essigsäure:
- g) Kaliumhydroxid + Blausäure:
- h) Zinkhydroxid + Schwefelsäure:
- i) Lithiumhydroxid + Kohlensäure:
- k) Bariumhydroxid + Phosphorsäure:
- l) Blei(II)-hydroxid + Salzsäure (HCl in Wasser gelöst):
- m) Radiumhydroxid + Schwefelsäure:

38. Aufgabe:

Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für:

- Aluminiumoxid + Schwefelsäure:
- Eisen(III)-oxid + Chlorsäure:
- Kupfer(II)-oxid + Perchlorsäure:
- Titan(IV)-oxid + Salzsäure:

39. Aufgabe:

Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für:

- a) Natriumacetat + HCl →
- b) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- c) Natriumhydrogensulfat + Natriumacetat:
- d) Natriumsulfit + Natriumhydrogensulfat:
- e) Ameisensäure (HCOOH) + Calciumcarbonat:

40. Aufgabe:

- a) Wo puffert eine äquimolare Lösung von Kaliumdihydrogenphosphat und Kaliumhydrogenphosphat?
- b) Geben Sie die Gleichungen für die Reaktion des Kaliumhydrogenphosphat-Kaliumdihydrogenphosphatpuffers mit einer Base (OH^- -Ionen) oder einer Säure (H_3O^+ -Ionen). Überlegen Sie genau, welches die reagierende Säure, bzw. Base aus dem Puffergemisch ist.
- c) Geben Sie die Gleichungen für die Reaktion des Ammoniumchlorid-Ammoniakpuffers mit einer Base (OH^- -Ionen) oder einer Säure (H_3O^+ -Ionen). Überlegen Sie genau, welches die reagierende Säure, bzw. Base aus dem Puffergemisch ist.
- d) Wovon ist die Pufferkapazität abhängig?

Nr.1. Schriftliche Aufgaben: Atombau

Name:

Vorname:

Klasse:

Arbeiten Sie beim Lösen dieser Fragen mit dem Periodensystem, aber ohne Buch. Geben Sie genaue, exakte Antworten

1. Wie lautet das Gesetz der konstanten Massenproportionen in Worten? *Die Elemente reagieren mit einander in einem bestimmten.....*

2. Wie heißen die Kräfte, die zwischen elektrisch geladenen Teilchen wirken?

3. Welche wichtigen Aussagen macht die Atomhypothese von Dalton?

a)

b)

c)

d)

4. Welche Elementarteilchen bestimmen die Zugehörigkeit eines Atoms zu einem Element?

5. a) Was versteht man unter der Nukleonenzahl?

b) Geben Sie die Schreibweise für ein Magnesium-Isotop mit 13 Neutronen

6. Wie lautet die Definition der Isotope? *Isotope sind Atome.....*

7. Wie groß ist die Avogadro-Konstante (N_A)? Machen Sie eine Zahlenangabe

8. Was versteht man unter einem a) Mischelement und unter einem b) Reinelement?

Mischelement

Reinelement

9. Wie groß ist die Atommasse von Chlor?

10.

a) Wie viele Na-Atome lassen sich aus 5,85 g Natriumchlorid (NaCl) gewinnen?

b) Was versteht man unter der Atommasseeinheit (unit)? Geben Sie die Definition.
 $1 \text{ u} =$

c) Wie lautet die Definition der Atommasse?

Die Atommasse ist die Masse

Nr. 2. Schriftliche Aufgaben Periodensystem und Atombau

Name:

Vorname:

Klasse:

1. Wie viele Elektronen hat ein Nebengruppenelement (= Übergangsmetall) auf der äußersten Schale (nur im Allgemeinen, keine Ausnahmen angeben!)?

2. Wie unterteilt man die Elemente (3 Arten, mit Edelgasen sogar 4 Arten)?

3. Von Sauerstoff gibt es 3 Isotope, eines mit 8, eines mit 9 und eines mit 10 Neutronen. Geben Sie die Isotopschreibweise für diese drei Isotope.

4. Welche Aussagen macht das Kern-Hülle-Modell von Rutherford?

- a)
- b)
- c)

5. Vervollständigen Sie die folgende Tabelle (die Gruppen bezeichnet man mit römischen Zahlen)

Name des Elements	Gruppennummer	Anzahl der Valenzelektronen	Periodennummer
Ge			
	VI: Hauptgruppe		4
Ba			
	I. Hauptgruppe		2

6. Geben Sie das Symbol von je einem Element, das mit den folgenden verwandt ist:

Ca:

Ge:

I:

Ga:

He:

Rb:

7. Geben Sie die Elektronenverteilung für die folgenden Elemente:

Neon: K-Schale:

L-Schale:

Eisen: K-Schale:

L-Schale:

M-Schale:

N-Schale:

Brom: K-Schale:

L-Schale:

M-Schale:

N-Schale:

8. a) In welcher Menge Chlor sind gleich viele Atome enthalten, wie in 100 g Natrium?

b) Wie viele Sauerstoffatome sind in 8 g atomarem Sauerstoff enthalten?

Nr. 3. Schriftliche Aufgaben Atombau und Periodensystem

Name: Vorname: Klasse:

1. Was versteht man unter der Ionisierungsenergie? *Es ist diejenige Energie, die es braucht um ein Elektron von einem.....*

2.

a) Wie viele Calcium-Atome hat es In 4,01 g des (gasförmigen) Elementes?

b) Wie groß ist die Masse von 1 mol NaCl? (Rechnen Sie mit gerundeten Zahlen. Einheit nicht vergessen)

3. Berechnen Sie die Molekülmasse von SO_3 in u:

4. Die Anzahl der Valenzelektronen stimmt bei den Hauptgruppenelementen mit welcher Größe überein?

5. a) Wie viele Elektronen hat ein Eisenatom auf der äußersten Schale

b) Wo findet man die Übergangsmetalle im PSE, d.h. zwischen welchen Hauptgruppen stehen sie? (Die Gruppennummer gibt man in römischen Ziffern an)

6. Geben Sie an, bei welchem Element der folgenden Paare die Ionisierungsenergie grösser ist:

a) Jod oder Chlor b) Mg oder Na c) C oder Si

7.a) Die Anzahl derbestimmt die Zugehörigkeit eines Atoms zu einem bestimmten Element.

b) Welche Masse (in Gramm) besitzt 1 Kupferatom?

8. Ein Element hat 5 Elektronenschalen. Auf der äußersten Schale hat es 2 und auf der zweitäussersten 12 Elektronen. Um welches Element handelt es sich? Geben Sie die Elektronenkonfiguration der Atome dieses Elements.

K-Schale L-Schale M-Schale N-Schale O-Schale

Der Name des Elements ist

Nr. 4. Schriftliche Aufgaben Atombau und Atombindung

Name:

Vorname:

Klasse:

1. Zwei Chloratome bilden ein Chlormolekül. Geben Sie die Valenzstrichformel für dieses Molekül:

2. a) Welche Elemente müssen miteinander reagieren, damit eine Molekülverbindung gebildet wird?

b) Welches sind die Komponenten der kovalenten Verbindungen?

3.a) Wie groß ist die Energie, die es braucht um ein Chlormolekül in die Atome (Radikale) zu spalten?

Dieenergie (Größe in kJ:.....)

b) Was versteht man unter einem bindenden oder gemeinsamen Elektronenpaar? *Ein Elektronenpaar, das*

c) Was versteht man unter einem nichtbindenden oder freien Elektronenpaar? *Ein Elektronenpaar, das.....*

4. Geben Sie die Elektronen- oder Lewisformeln von folgenden Atomen (die Punkte deutlich einzeichnen):

O

C

Ne

Br

P

Na

5. a) Wie lautet die Definition der Bindungsenergie? *Es ist diejenige Energie, die frei wird, wenn zwei Atome*

b) Geben Sie die Definition eines Moleküls!

Ein Teilchen, das aus besteht, die untereinander durch zusammengehalten werden.

6. Weshalb sind die Elemente Chlor, Fluor und Brom chemisch miteinander verwandt?

7. a) Was versteht man unter dem Atomrumpf?

b) Welches ist die Ladung des Atomrumpfes?

8. Benennen Sie die folgenden binären kovalenten Verbindungen

a) CS₂

b) NCl₃

c) NO₂

d) SiF₄

e) ICl

f) PCl₅

Nr. 5. Schriftliche Aufgaben Atombindungen und kovalente Verbindungen

Name:

Vorname:

Klasse:

1) Geben Sie die Definitionen

a) der Elektronegativität:

b) Elektronenwolke:

2. a) Skizzieren Sie die räumliche Struktur des Ammoniakmoleküls (NH_3):

b) Weshalb ist Ammoniak ein Dipol?

3. Geben Sie die Strukturformeln von

a) H_2SO_3 (Schweflige Säure)

b) BF_3 (Bortrifluorid)

c) Schwefeldichlorid

d) HCN (Blausäure)

e) Kohlenstoffdioxid

f) Ozon (O_3)

4. Benennen Sie die folgenden binären kovalenten Verbindungen:

a) SO_3

b) CCl_4

c) SCl_2

d) PH_3

e) N_2O

f) OF_2

g) N_2O_5

h) SF_2

i) HI

5. Leiten Sie mit Hilfe der Elektronenformeln her, welche Verbindungen zwischen folgenden Elementpaaren möglich sind (nur je ein Beispiel)! Geben Sie jeweils die Molekülformeln:

a) Phosphor und Wasserstoff

b) Schwefel und Chlor

c) Stickstoff und Fluor

d) Sauerstoff und Fluor

6. Leiten Sie an Hand einer Skizze der räumlichen Struktur her, welche der folgenden Moleküle einen Dipol besitzen. Geben Sie die Partialladungen und die Ladungsschwerpunkte an.

a) Kohlendioxid

b) Dichloroxid

c) Phosphortrihydrid

Nr.7. Schriftliche. Aufgaben: Molekülverbindungen III

Name: Vorname: Klasse:

1. In welcher Hauptgruppe steht Wasserstoff im Periodensystem und weshalb?
2. Aus was für einem Gitter besteht der Diamant?
- 3.a) Welches sind die Bausteine des Elements Stickstoff?
b) Welches sind die beiden Modifikationen des Sauerstoffs?
4. a) Geben Sie die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Wasserstoff mit Chlor:
b) Weshalb verläuft die Verbrennung von Wasserstoff (Reaktion mit Sauerstoff) stark exotherm?
c) Geben Sie die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Wasserstoff mit Stickstoff:
5. a) Welche zwischenmolekularen Kräfte wirken zwischen Wassermolekülen?
b) Weshalb ist Kohlendioxid bei Raumtemperatur ein Gas?
6. a) Was versteht man unter 1 mol Natrium?
b) Wie viele Methanmoleküle sind in 1 mol des Gases enthalten?
7. Um eine Reaktion zwischen Chlor- und Wasserstoff-Gas auszulösen, muss man Energie zuführen. Weshalb?
8. Die Bausteine des weißen Phosphors sind P_4 -Moleküle. Wenn Phosphor mit Wasserstoff reagiert, bildet sich PH_3 . Geben Sie die Reaktionsgleichung:
9. a) Aus was für einem Gitter besteht Kohlendioxid?
b) Welche Moleküle sind stabiler, das N_2 -Molekül oder das O_2 -Molekül? Weshalb?

Nr. 8. Schriftliche. Aufgaben: Molekülverbindungen IV und Ionenverbindungen I

Name:

Vorname:

Klasse:

1. Wenn Phosphor mit Sauerstoff reagiert, bildet sich Diphosphorpentoxid. Geben Sie die Reaktionsgleichung:

2. a) Geben Sie die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Wasserstoff mit Fluor:

b) Weshalb verläuft diese Reaktion stark exotherm?

3. Geben Sie an welche zwischenmolekularen Kräfte zwischen den folgenden Stoffen wirken (VdW, DDK, WB):

a) CH_3OH

b) NH_3

c) CH_3NH_2

d) CS_2

e) HBr

f) SiH_4

4. Geben Sie die Definitionen von

a) Elektronenaffinität:

b) Gitterenergie:

5. Welches sind die Bausteine der Salze?

6. Wenn man Stickstoff bei hohen Temperaturen mit Sauerstoff reagieren lässt, entsteht Stickstoffmonoxid. Geben Sie die Reaktionsgleichung:

7. Zählen Sie drei typische Eigenschaften der Salze auf:

a)

b)

c)

d)

8. a) Das Element A hat 3 Valenzelektronen, das Element B deren 7. Welche Formel hat die entstehende Verbindung?

b) Zu welchen Verbindungen gehört sie?

Nr. 9. Schriftliche Aufgaben Salze II

Name:

Vorname:

Klasse:

1) Bezeichnen Sie in den folgenden Gruppen, das jeweils größte Teilchen (Ion oder Atom, deutlich unterstreichen)_

a) K-Atom, Ca-Atom, Bromatom

b) Li^+ -Ion, O^{2-} -Ion, F^- -Ion

c) Na-Atom, Rb-Atom, Cs-Atom

d) O-Atom, S-Atom, Te-Atom

2. Geben Sie die stöchiometrisch richtig gestellten Gleichungen für folgende Reaktionen:

Name:

a) Natrium und Fluor:

b) Eisen (3VE) und Sauerstoff:

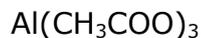
c) Kalium und Wasserstoff:

d) Aluminium und Chlor:

e) Magnesium und Stickstoff:

f) Calcium und Phosphor:

3. Geben Sie die Namen folgender Stoffe:



4. Geben Sie die Formeln der folgenden Verbindungen:

a) Nickel(II)-oxid

b) Eisen (II)-cyanid

c) Diphosphorpentoxid

d) Natriumarsenid

e) Galliumfluorid

f) Phosphortribromid

5. Geben Sie die Strukturformeln folgender Molekülionen:

a) Chloration

b) Cyanidion (CN^-)

c) Sulfation

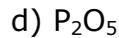
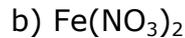
Nr. 10. Schriftliche Aufgaben: Salze III und Gittertypen

Name:

Vorname:

Klasse:

1. Geben Sie die Namen folgender Stoffe:



2. Geben Sie die Verhältnis- oder Substanzformeln der folgenden Verbindungen:

a) Nickel (III)-sulfat

b) Eisen (III)-oxid

c) Natriumnitrit

d) Aluminiumnitrid

3.a) Woraus setzt sich ein Metallkomplexion zusammen?

b) Wie groß ist die Koordinationszahl, wenn sich ein Zentralion oktaedrisch mit Liganden umgibt?

c) Wie ist die metallische Bindung definiert?

4.a) Welche Energiebeträge werden umgesetzt, wenn sich ein Salz in Wasser auflöst?

b) Wann verläuft der Lösungsvorgang eines Salzes in Wasser exotherm?

c) Geben Sie den Lösungsvorgang für das Auflösen von Eisen(III)-sulfat in Wasser: (Die KZ ist 6)

5) Wenn man eine wässrige Lösung von Cobaltchlorid eindampft, kristallisiert das rote, wasserhaltige Cobaltchlorid aus. Die KZ des Co gegenüber Wasser ist 6. Geben Sie die Formel des kristallisierten Cobaltchlorid:

6. a) Wie nennt man die Energie, die frei wird, wenn sich Ionen in ein Gitter einordnen?

b) In welchem Gittertyp kristallisieren:



c) Aus welchen Bausteinen bauen sich die binären Salze auf?

7. Was versteht man unter einem Aquakomplex? Geben Sie ein Beispiel:

Nr. 11. Schriftliche Aufgaben: Metalle, Verbindungstypen, Stoffklassen

Name:

Vorname:

Klasse:

1. a) Wie viele nächste Nachbarn hat ein Metallatom in einer dichtesten Kugelpackung? KZ =

b) Weshalb sind Metalle duktil?

c) Leitet das reine Metall oder eine Legierung des Metalls den elektrischen Strom besser?

2. Geben Sie die Namen folgender Stoffe:

a) $\text{Ti}(\text{ClO}_3)_2$

b) GeCl_4

c) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

d) K_2SO_4

e) As_2O_5

f) Mg_3P_2

g) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

h) Ni_2O_3

i) K_3PO_4

3. Geben Sie die Formeln der folgenden Verbindungen:

a) Cobalt(III)sulfit

b) Eisen(III)nitrat

c) Phosphorpentafluorid

d) Lithiumnitrit

e) Germaniumtetrahydrid

f) Calciumphosphat

4. Geben Sie den Lösungsvorgang für das Auflösen von Aluminiumsulfat in Wasser (die KZ ist 6):

5. Weshalb ist Wasser ein gutes Lösungsmittel für Salze? *Weil es einen großen besitzt.*

6. Ein Stoff besitzt eine tiefe Schmelz- und Siedetemperatur, bildet weiche Kristalle und ist ein Nichtleiter für elektrischen Strom. Zu welchen Stoffen gehört er?

7. Geben Sie an in welcher Art Gitter folgende Stoffe auskristallisieren (Ionengitter: IG; Metallgitter: MeG; Molekülgitter: MoG; Atomgitter: AG)

a) Kupfersulfat:

b) Schwefeldioxid:

c) Quarz:

d) Messing:

e) Li

f) Traubenzucker:

g) Diamant:

h) Kupfer:

8. Drei Litergefäße sind gegeben. Im ersten befindet sich Methan, im zweiten Sauerstoff und im dritten Argon. In welchem der drei Gefäße befinden sich am meisten Atome?

9. Beim Verbrennen von Propangas (C_3H_8 , dieses Gas hat es im Feuerzeug) entstehen Kohlendioxid und Wasser. Geben Sie die Reaktionsgleichung.

Nr. 12. Schriftliche Aufgaben: Der Verlauf chemischer Reaktionen

Name:

Vorname:

Klasse:

1. a) Zeichnen Sie das Energiediagramm einer exothermen Reaktion, die unter Einfluss eines Katalysators stattfindet ($2A + B \rightarrow 2C + D$). Das Diagramm muss beschriftet und die Energiebeträge benannt werden. Geben Sie die unterschiedlichen Aktivierungsenergien für die Reaktion ohne und mit Katalysator an.

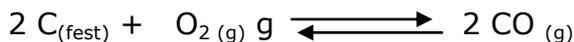
b) Formulieren Sie das MWG für die oben beschriebene Reaktion:

2. Man löst 4 g Natriumhydroxid (NaOH) zu einem Liter Lösung. Welche Molarität hat die Lösung?

3. a) Ein Gemisch von 2 Teilen Wasserstoffgas und 1 Teil Sauerstoffgas reagiert beim Entzünden mit einem Zündholz explosionsartig (Knallgasexplosion). Warum findet bei Raumtemperatur keine Reaktion statt?

b) Formulieren Sie die Gleichung für die stattfindende Reaktion:

4. Wie wird das folgende Gleichgewicht durch eine Druckerhöhung beeinflusst:



5. Wie beeinflusst ein Katalysator einen Gleichgewichtsvorgang? Diskussion:

6. a) Wie wird die folgende, exotherme Reaktion, bei einer Temperaturerhöhung beeinflusst?



b) Auf welcher Seite befinden sich die energieärmeren Stoffe?

Nr. 13. Schriftliche Aufgaben Redoxreaktionen

Name:

Vorname:

Klasse:

1.a) Aluminium reagiert mit Schwefelsäure

b) Aluminium reagiert mit Silbernitrat (Ag:1 VE)

c) Eisen reagiert mit Chlorsäure

d) Man gibt ein Ag-Blech in eine Lösung von Quecksilber (II)-chlorid

2. Bezeichnen Sie das OM und RM in der Aufgabe 1 - immer mit der Oxidationszahl, auch bei Elementen!

a) RM

OM

b) RM

OM

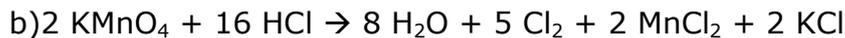
c) RM

OM

d) RM

OM

3. Bezeichnen Sie in den folgenden Gleichungen das OM (rot) und RM (grün) auf der linken Seite des Reaktionspfeils:



4. Aus Chrom(IV)-oxid kann man durch eine Reaktion mit Aluminiumpulver reines Chrommetall gewinnen. Reaktionsgleichung?

5. Bei einem Redoxvorgang nimmt das OM Elektronen auf gibt das OM Elektronen ab . Gleichzeitig erhöht es seine OZ , wird seine OZ erniedrigt .

Oxidation bedeutet Elektronenabgabe Elektronenaufnahme (Zutreffendes ankreuzen)

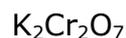
6. a) Zn reagiert mit Schwefelsäure

b) Man taucht einen Mg-Stab in eine CuSO_4 -Lösung

c) Aluminium gibt man in eine wässrige Nickel(II)bromid-Lösung

d) Al-Pulver reagiert mit Eisen(III)oxid

7. Geben Sie in folgenden Verbindungen die Oxidationszahlen an:



8. Kalium reagiert mit Wasser. Dabei überträgt das Kaliumatom das Elektron auf das polarisierte-Atom im Wassermolekül.

Die Gleichung für diesen Vorgang lautet:

Nr. 14. Schriftliche Aufgaben Elektrochemie

Name:

Vorname:

Klasse:

1. Man elektrolysiert eine Kupferchlorid-Lösung. Geben Sie die Gleichungen:

Kathode:

Anode:

2. a) Wie ist die Elektrolyse definiert?

b) Was versteht man unter einem Elektrolyten?

3. a) Welche Teilchen sind in einer verdünnten Lösung von Schwefelsäure vorhanden?

b) Welche Reaktion findet bei der Elektrolyse einer verdünnten Schwefelsäure an der Kathode statt?

c) Welche Reaktion findet bei der Elektrolyse einer verd. Schwefelsäure an der Anode statt?

4. Geben Sie die Elektrodengleichungen für die bei der Elektrolyse einer Aluminiumoxid-Schmelze an den Elektroden stattfindenden Vorgänge:

Kathode

Anode

5. Was versteht man unter einer Halbzelle? Eine Anordnung, bestehend aus einer und einem Elektrolyten.

6. Zeichnen und beschriften Sie eine galvanische Zelle, die aus einer Zinkhalbzelle und einer Kupferhalbzelle besteht. Geben Sie die Gleichungen für die Reaktionen, die bei Stromentnahme stattfinden.

Zinkelektrode:

Kupferelektrode:

5. Geben Sie die Elektrodengleichungen für die Reaktionen, die bei der Elektrolyse einer $MgCl_2$ stattfindende Reaktionen:

Kathode:

Anode:

6. a) Was für eine chemische Reaktion findet an der Kathode statt?

b) Was für Mittel reagieren an der Kathode?

c) Was für eine chemische Reaktion findet an der Anode statt

d) Was für Mittel reagieren an der Anode?

Nr. 15. Schriftliche Aufgaben Säure-Base-Reaktionen 1

Name:

Vorname:

Klasse:

1) Geben Sie möglichst einfache Definitionen von Säuren und Basen:

Säuren sind

Basen sind

Eine Säure gibt

an eine Base ab.

Formulieren Sie die Protolysereaktionen von Chlorsäure (HClO_3) und von Ameisensäure (HCOOH in Wasser. Es handelt sich um Gleichgewichtsreaktionen:

a)

b)

2. a) Was versteht man unter einem konjugierten Säure-Base-Paar?

b) Geben Sie von folgenden Stoffen die Formel der konjugierten Säure:

NH_3 :

H_2PO_4^- :

HS^- :

SO_2^{2-} :

c) Geben Sie von den folgenden Stoffen die Formel der konjugierten Base:

Hydrosulfid-Ion:

Essigsäure:

Salpetersäure:

Hydrogenphosphation:

3. a) Geben Sie die Formel für ein Proton: für ein Hydroniumion:

b) Welches Element muss ein Stoff enthalten, damit er als Säure reagieren kann?

c) Welche strukturelle Eigenschaft muss ein Stoff besitzen, damit er als Base reagieren kann?

4. Welche der folgenden Stoffe können in Wasser als Ampholyte reagieren?

Hydrosulfat-Ion: ja /nein Wasser: ja/nein Hydrosulfidion: ja/nein

Phosphation: ja/nein Oxidion: ja/nein (Nichtzutreffendes streichen).

5. Welche Teilchen sind in einer verdünnten wässrigen Lösung von HClO_4 enthalten? (Perchlorsäure ist eine sehr starke Säure):

6. Geben Sie Gleichungen für folgende Reaktionen:

a) Kaliumhydroxid reagiert mit Schwefliger Säure (vollständige Neutralisation)

b) Magnesiumhydroxid reagiert mit Phosphorsäure (vollständige Neutralisation)

c) Aluminiumhydroxid und Schwefelsäure (vollständige Neutralisation)

7. Benennen Sie die entstehenden Salze:

Nr. 16. Schriftliche Aufgaben Säure-Base-Reaktionen II

Name:

Vorname:

Klasse:

1) Geben Sie Gleichungen für die folgenden vollständigen Neutralisationen:

- a) Eisen(III)-hydroxid + Chlorsäure
- b) Natriumhydroxid + Kohlensäure
- c) Bariumhydroxid Salpetersäure

Benennen Sie die entstehenden Salze.

2. Geben Sie die Gleichungen für die folgenden Reaktionen:

- a) Aluminiumoxid reagiert mit Schwefelsäure:
- b) Magnesiumoxid reagiert mit Phosphorsäure:
- c) Eisensulfid reagiert mit Salzsäure:
- d) Calciumcarbonat reagiert mit Salzsäure:
- e) 1 mol KOH reagiert mit 1 mol Phosphorsäure
- f) 1 mol NaOH reagiert mit 1 mol Schwefliger Säure

3. Geben Sie die Strukturformeln der folgenden Säureanionen:

- a) Nitration
- b) Carbonation
- c) Chloration

4. Geben Sie die Reaktionsgleichungen für die folgenden Vorgänge:

- a) 1 mol Natriumhydrogencarbonat + 1 mol Natronlauge (= NaOH in Wasser gelöst)
- b) 1 mol Ammoniumsulfat + 2 mol Kalilauge (Lösung von KOH in Wasser)
- c) Kalliumhydrogensulfat reagiert mit Natriumacetat

5. Wir lösen Strontiumoxid in Wasser. Geben Sie die Gleichung für die stattfindende Reaktion:

Nr. 17. Schriftliche Aufgaben Säure-Base-Reaktionen III

Name:

Vorname:

Klasse:

1. Was versteht man unter Salzsäure? Eine Lösung von in Wasser.

2. Wir lösen Schwefeldioxid in Wasser. Reaktionsgleichung?

3. a) Wie groß ist die Molarität der Hydroniumionen in chemisch reinem Wasser?

b) Welches Teilchen ist für den alkalischen Charakter einer Lösung verantwortlich?

4. Wie lautet das Ionenprodukt des Wassers?

5. Berechnen Sie die pH-Wert

a) einer 0,001 m HClO₄-Lösung:

b) einer 0,01 m KOH-Lösung:

6. Berechnen Sie die pH-Werte der folgenden Lösungen:

a) Man löst 3,65 g HCl-Gas zu 10 Liter Lösung

b) Man löst 5,6 g KOH zu 10 Liter Lösung

7. Geben Sie die Formel des Hexaquazink-ions:

Wie reagiert dieser Stoff in Wasser?

8. a) Geben Sie die Gleichung für die Reaktion von HCN mit Wasser

b) Auf welcher Seite liegt das folgende Protolysengleichgewicht:



9. Welcher Stoff aus einem Ammoniak-Ammoniumchlorid-Puffer reagiert,

a) wenn man der Lösung Hydroniumionen zugibt

b) wenn man OH⁻-Ionen zugibt

10. Geben Sie die Definition eines Puffers an.

11. a) Wie lautet die Gleichung für die Autoprotolyse des Wassers?

b) Wie groß ist der pH-Wert von chemisch reinem Wasser? pH=

c) Eine Lösung ist alkalisch, wenn der pH-Wert als 7 und sauer, wenn der pH-Wert als 7 ist.

Repetition Nr. 1 (Atombau und Periodensystem)

10. a) Wie groß ist die Atommasse von Magnesium?

b) Aus welchen Elementarteilchen baut sich ein Magnesiumatom auf?

11. a) Wie groß ist die Masse von 1 mol Magnesiumchlorid (Formel MgCl_2):

b) Wie viele mol Chlor sind in dieser Menge gebunden?

12. Der elementare Stoff Brom baut sich aus zwei Komponenten auf: Atome mit 44 Neutronen und Atome mit 46 Neutronen.

a) Wie bezeichnet man solche Atome eines Elements?

b) Geben Sie die Isotopschreibweise für die beiden Nuklide!

c) Die beiden Nuklide kommen in der Natur zu ungefähr 50% vor. Welchen Schluss bezüglich der Atommasse von Brom kann man ziehen? Vergleichen Sie die errechnete Atommasse mit derjenigen, die im Periodensystem steht.

13. Aus der Atommasse eines Elements kann man auf das wahrscheinlich häufigste Isotop schließen. Welches Isotop ist wahrscheinlich das häufigste Isotop von Sauerstoff?

14. a) Was versteht man unter 1 mol eines Elements?

b) Wie groß ist die Masse von 1 mol CO_2 ?

c) Welches ist die Masse von einem Kohlendioxid-Molekül?

15. a) Wie groß ist Atommasse von Eisen?

b) Wie schwer ist ein Eisenatom in Gramm?

16. a) Berechnen Sie die Molekülmasse von CH_4 :

b) Berechnen Sie die die Molekülmasse von H_2SO_3 :

Repetition Nr. 2 Atombau und Periodensystem

1. Was versteht man unter einem Nuklid? Wie wird es charakterisiert?

2. a) Von Sauerstoff gibt es 3 Isotope, eines mit 8, eines mit 9 und eines mit 10 Neutronen. Geben Sie die Isotopschreibweise für diese drei Isotope.

3. a) Wie nennt man die Elemente, die aus Isotopen aufgebaut sind?

b) Wie nennt man Elemente, die aus identischen Nukliden aufgebaut sind?

4. Die Grundidee, die dem Periodensystem zugrunde liegt, ist die Anordnung der Elemente nachAtommasse. In dieser Anordnung erscheinen in bestimmten Abständen (Perioden) Elemente mit verwandten chemischen und physikalischen Eigenschaften. Diese werden untereinander gestellt und man erhält die Durch Aneinanderreihen der Gruppen erhält man horizontale Reihen oder Spalten, die Die Gruppen werden in- undgruppen unterteilt. Die Hauptgruppen haben zum Teil eigene Namen: Die Elemente der 1. Hauptgruppe nennt manmetalle, diejenigen der VII. Hauptgruppe Die Elemente einer Hauptgruppe haben gleich viele Elemente in der gleichen Periode haben gleich viele-schalen.

5.a) Welche Perioden bestehen nur aus Hauptgruppenelementen?

b) Nach welcher Größe werden heute die Elemente ins PS eingeordnet?

c) In welcher Periode wird die N-Schale aufgefüllt?

6. In welcher Gruppe und Periode steht das Element 117 (Ununseptium)?

7. Das Bohrsche Schalenmodell besagt, dass die Elektronen einen bestimmten Energieinhalt besitzen. Elektronen mit ähnlichem Energieinhalt fasst man in einer Hauptschale zusammen. Es gibt so viele Hauptschalen, wie es gibt. Die Formel für die Anzahl Elektronen, die in einer Hauptschale maximal möglich sind, lautet Die Hauptschalen werden von innen nach außen nummeriert oder mit Großbuchstaben bezeichnet:, und-Schale. Nach einem Edelgas beginnt immer eine neue Die Edelgasatome haben auf ihrer äußersten Schale Elektronen (Ausnahme: Helium). Man spricht von einer stabilen Elektronen- oder Edelgas-konfiguration.

8. Bei Übergangsmetallen oder Nebengruppenelementen wird die zweitäußerste Schale aufgefüllt. Deshalb bleibt die Anzahl der Elektronen auf der äußersten Schale mit Elektronen konstant (es gibt allerdings viele Ausnahmen!). Die Übergangsmetalle befinden sich zwischen derund Hauptgruppe.

9. a) Wie lautet die Definition der Ionisierungsenergie?
- b) Bei welchen Elementen 1) einer Periode und 2) einer Gruppe ist sie am größten?
- c) Nach dem Gesetz der Periodizität nimmt die Ionisierungsenergie in der Periode nach rechts und in der Gruppe nach unten
10. Worin unterscheiden sich die Metallatome von Nichtmetallatomen bezüglich der Anzahl von Valenzelektronen?
11. a) Welche Gemeinsamkeit weisen Elemente der gleichen Hauptgruppe auf?
- b) Wie kann man die Anzahl der Elektronenschalen eines Elementes aus dem PS herauslesen?
12. Geben Sie die Symbole von 2 Elementen, die mit Aluminium verwandt sind.
13. a) Geben Sie die Elektronenverteilung (nur Gesamtzahl) auf den einzelnen Hauptschalen für ein Element, das in der V. Hauptgruppe und der 5. Periode steht, an:
14. a) Was versteht man unter dem Atomrumpf?
- b) Welche Ladung hat er?
15. Welches sind die Halbmetalle der 4. und 5. Periode?
16. Der Durchmesser der Atome nimmt in der Gruppe nach unten, weil in der gleichen Richtung auch die Zahl der nimmt.
17. Welche Gemeinsamkeit weisen Elemente der gleichen Hauptgruppe auf?
18. Ein Atom hat bloß 3 VE, ist aber ein Halbmetall. Um welches Element könnte es sich handeln?

Repetition Nr.3 Elektronenhülle, Atombindung, kovalente Verbindungen

1. Wie viele Valenzelektronen besitzen: a) P b) Br c) Ba d) Cu

2. Wie viele Elektronenschalen haben: a) P b) Br c) Ba d) Cu

3. Geben Sie in den folgenden Gruppen jeweils das Element mit der größeren Ionisierungsenergie an:
a) P, S b) Br, F c) Ba, Mg d) K, Ca

4. Ein Atom besitzt 4 Elektronenschalen. Auf der äußersten Schale hat es 2, auf der zweitäußersten 14 Elektronen. Um welches Element handelt es sich?

5. Ein Element hat ähnliche chemische Eigenschaften wie Chlor. Man bestimmt dessen Atommasse. Sie ist ca. 127 u. Um welches Element handelt es sich?

6. a) Wie nennt man die VIII. Hauptgruppe auch?
b) Wie viele Elektronen haben diese Elemente auf der äußersten Schale?
c) Weshalb steht Wasserstoff in der 1. Hauptgruppe, obwohl es ein Nichtmetall ist?
d) Bei welchem Alkalimetall ist die Ionisierungsenergie am kleinsten?

7. Was versteht man unter dem Atomrumpf? Wie ist er geladen? Kann man seine Ladung aus dem PS heraus lesen?

8. a) Weshalb gehen zwei H-Atome eine Atombindung ein?
b) Wie nennt man die dabei freiwerdende Energie?
c) Welche Atome gehen keine Bindungen ein?
d) Wie nennt man die Bindung zwischen den H-Atomen im H₂-Molekül?

9. Wie erreichen die Nichtmetallatome einen energiearmen, stabilen Zustand?

10. a) Geben Sie folgende Definitionen:
a) Moleküle:
b) freies Elektronenpaar

c) bindendes Elektronenpaar:

11. Geben Sie folgende Strukturformeln:

a) Schwefeltrioxid

b) Stickstoffdioxid

c) HBrO_4

d) Essigsäure (CH_3COOH)

12. Leiten Sie die räumliche Struktur folgender Moleküle mit einem Modell her:

a) H_2S

b) CS_2

c) NF_3

13. a) Warum hat Chlor die höhere EN als Phosphor?

b) Warum hat Chlor die größere EN als Iod?

c) Welches Element hat die größte EN?

14. a) Wann treten in einem Molekül delokalisierte Elektronen auf?

b) Wie kann man diese Erscheinung durch Formeln wiedergeben?

c) Wie beeinflusst das Auftreten von delokalisierten Elektronen die Stärke der Atombindungen?

15. Welches sind die Bausteine der folgenden Stoffe:

a) Diamant

b) Graphit

c) Iod

d) Argon

e) Schwefel

f) Phosphor

16. Geben Sie die Molekülformeln der folgenden Stoffe

a) Distickstofftrioxid

b) Xenonhexafluorid

d) Phosphortrihydrid

e) Schwefeldichlorid

f) Kohlenstofftetrachlorid

g) Iodchlorid

Repetition Nr. 4 Kovalente Verbindungen II

1. a) Wie nennt man die Kräfte, die zwischen den H_2O -Molekülen wirken?
b) Welche Kräfte wirken zwischen Sauerstoffmolekülen im flüssigen Sauerstoff?

2. Welche Kräfte müssen beim Schmelzen einer kristallinen Molekülverbindung überwunden werden?

3. Welche Kräfte müssen bei der Thermolyse von Schwefeldichlorid (=Spaltung in die Elemente Schwefel und Chlor) überwunden werden?

4. a) Durch welche Kräfte werden die Okтанmoleküle (C_8H_{18}) = lipophiler, unpolarer Stoff) im flüssigen und festen Zustand zusammengehalten?
b) Von welchen Größen sind diese Kräfte abhängig?

5. a) Wie kann eine Elektronenwolke besetzt sein?
b) Wie nennt man eine Atomgruppe, in der Atome mit einfach besetzten Elektronenwolken auftreten?
c) Wie viele doppelt besetzte Elektronenwolken sind auf der äußersten Schale eines Atoms möglich?
d) Was leitet man daraus für eine Regel ab?

6. a) Weshalb ist Stickstoff reaktionsträge?
b) Wie kann eine Reaktion zwischen Wasserstoff und Stickstoff ausgelöst werden?

7. Weshalb ist Chlor reaktionsfähiger als Sauerstoff, obwohl Sauerstoff die größere EN besitzt als Chlor? Überlegen Sie genau, was zuerst geschehen muss, damit eine Reaktion in Gang kommt.

8. Welche Reaktion macht mehr Energie frei, die Reaktion von H_2 mit Br_2 oder diejenige von H_2 mit F_2 . Geben Sie eine Begründung?

9. Weshalb ist Bortrifluorid reaktionsfähig? Geben Sie die Strukturformel. Wo ist hier die Ausnahme?

10. Von welchen Größen ist die Bindungsenergie einer Atombindung abhängig?

11. Wann besitzt ein dreiatomiges Molekül einen Dipol, d.h. welche Voraussetzungen müssen erfüllt sein?

12. Wie bezeichnet man ein Gitter, dessen Bausteine Atome sind?
13. Welche Verbindung hat den höheren Siedepunkt: NCl_3 oder PH_3 und weshalb?
14. Welche Bindung hat die größere Bindungsenergie die F-H-Bindung oder die O-H-Bindung? Weshalb?
15. Was versteht man unter einer exothermen Reaktion?
16. Wie ist ein Ammoniakmolekül räumlich aufgebaut?
17. a) Wie nennt man dreiatomige Moleküle, die aufgebaut sind wie das Wassermolekül (räumliche Struktur)?
b) Wie nennt man dreiatomige Moleküle, die aufgebaut sind wie Kohlendioxid?
c) Wie nennt man Moleküle, die aufgebaut sind wie Ammoniak?
18. a) Wie groß ist der Bindungswinkel in einem „normalen“ dreiatomigen Molekül?
b) Wie groß ist der Bindungswinkel im BF_3 ?
19. a) Wie kann die Reaktion zwischen Wasserstoffgas und Chlorgas ausgelöst werden? Weshalb?
b) Weshalb verläuft die Reaktion exotherm?
20. Weshalb hat H_2Te den höheren Sdp. als H_2S obwohl letzteres Molekül den größeren Dipol besitzt? Diskussion?

Repetition 5: Allgemeines, Zusammenfassung

1. Geben Sie die Reaktionsgleichung für folgende Reaktionen:

- a) Wasserstoff + Brom
- b) Wasserstoff + Stickstoff
- c) Kohlenstoff + Chlor
- d) Phosphor (P_4) + Sauerstoff

Benennen Sie die entstehenden Verbindungen!

2. Definieren Sie folgende Begriffe (Repetition):

- a) Ionisierungsenergie
- b) Elektronenkonfiguration
- c) Oktettprinzip
- d) Atommasse
- e) Isotope
- f) Nuklide
- g) Dipol
- h) Elektronegativität

3. a) Was haben Elektronen einer Bohrschen Hauptschale gemeinsam?

b) Wie viele Hauptschalen gibt es?

4. Benennen Sie die folgenden Verbindungen:

NO_2

CO

AsO_3

SiH_4

5. a) Wie groß ist die Energie die man Methan zuführen muss um ein Wasserstoffatom abzuspalten?

b) Was für ein Teilchen bleibt vom Methan zurück?

6. Geben Sie die Strukturformel der folgenden Stoffe:

- a) Kohlensäure
- b) Chlorsäure
- c) Blausäure
- d) Salpetrige Säure
- e) Kohlenmonoxid
- f) Stickstoffmonoxid
- g) Schweflige Säure

Repetition Nr. 6 Molekulare Verbindungen und Salze

1. a) Wenn das Element A mit dem Element B reagiert (beides Nichtmetalle) und der Vorgang stark exotherm verläuft, entstehen Moleküle mit was für Bindungen?
b) Das Element A hat 6 Valenzelektronen, das Element B deren 7. Welche Formel hat die entstehende Verbindung?
c) Ist das Molekül gewinkelt oder gestreckt?
d) Die beiden Elemente stehen in der gleichen Periode. Welches hat den höheren EN-Wert?
2. Geben Sie die Gleichungen für folgende Reaktionen:
 - a) Stickstoff und Fluor
 - b) Sauerstoff und Fluor
 - c) Tellur und Wasserstoff
 - d) Silicium und Chlor
 - e) Germanium und Wasserstoff
 - f) Wasserstoff und IodBenennen Sie die entstehenden Verbindungen:
3. a) Welche Molekülverbindungen mischen sich mit Wasser?
b) Welcher Stoff löst sich besser in Wasser Kohlendioxid oder Ammoniak? Weshalb?
4. Wenn Sauerstoff energiereiches, kurzwelliges UV absorbiert, bildet sich Ozon (O₃). Geben Sie die Gleichung an:
5. Geben Sie die Gleichung für die Direktsynthese von Ammoniak an:
6. Welche Kohlenstoffoxide entstehen, wenn man Kohlenstoffverbindungen verbrennt?
7. Wenn man Kohlendioxid stark abkühlt, wird es fest. Aus was für einem Gitter besteht der Kohlendioxidschnee?
8. Wie nennt man die Energie, die frei wird, wenn ein Nichtmetallatom Elektronen aufnimmt, um seine äußerste Schale auf die nächst höhere Edelgaskonfiguration zu ergänzen?
9. Wie reagieren die Metallatome mit einem Nichtmetallatom? Welche Tendenz haben die Metall-, welche die Nichtmetallatome?
10. a) Welche Ladung erhält ein Metallatom, wenn es seine Valenzelektronen abgibt?
b) Welche Ladung erhält ein Nichtmetallatom, wenn es seine äußerste Schale auf die nächst höhere Edelgaskonfiguration ergänzt hat.
c) Was für Kräfte üben die Ionen aufeinander aus?
d) Wie nennt man die Energie, die frei wird, wenn sich die Ionen in eine Gitter einlagern?
11. Wie verhalten sich die Atom- und Ionenradien
 - a) in einer Gruppe

b) in einer Periode?

12. Bezeichnen Sie das jeweils größere Atom in den folgenden Paaren:

- a) Na oder Mg b) Cl oder Br c) Mg oder Ca
d) Cs oder Rb e) O oder Cl f) Si oder C g) Li oder F

13. Bezeichnen Sie das jeweils größere Ion in den folgenden Paaren:

- a) Na^+ oder Cl^- b) Mg^{2+} oder Ca^{2+} c) O^{2-} oder F^-
d) Li^+ oder F^- e) K^+ oder Ca^{2+} f) Al^{3+} oder Cl^-

14. Welche Kräfte sind stärker, die zwischenmolekularen Kräfte oder die Gitterkräfte eines Salzes?

15. Geben Sie an, welche Ionen entstehen, wenn folgende Metallatome ihre Valenzelektronen abgeben: Kalium: Gallium: Eisen: Chrom:
Barium:

16. Was entstehen für Verbindungen, wenn Metalle mit Nichtmetallen reagieren?

17. a) Was versteht man unter einem Ion?

b) Wie findet man bei einem Hauptgruppenelement die Ionenladung?

18. Bei der Reaktion von Natriummetall mit Chlorgas reagieren die Atome miteinander.

a) Wie kann man aus dem festen Natriummetall Na-Atome gewinnen? Wie nennt man die Energie, die man zuführen muss?

b) Wie entstehen aus den Chlormolekülen einzelne Chloratome? Wie nennt man die Energie, die notwendig ist um ein Molekül in Radikale zu spalten?

c) Was geschieht, wenn Na-Atome mit Chloratomen zusammenstoßen?

d) Wie nennt man die positiven Ionen, wie die negativen Ionen?

e) Wo gibt man die Ionenladung an?

Repetition Nr. 7 Salze II

1.a) Geben Sie die Namen der folgenden Ionen:

O^{2-} -Ion: H^{-} -Ion: P^{3-} -Ion: C^{4-} -Ion

b) Welche Elektronenanzahl haben die folgenden Ionen:

Na^{+} : Mg^{2+} : Al^{3+} :
 P^{3-} : S^{2-} : Cl^{-} :

2. a) Welche Elektronenanzahl haben die Alkalimetallionen,

b) Welche die Halogenidionen?

3. a) Welche Kräfte wirken zwischen den Ionen?

b) Wie sind diese gerichtet? Welches ist die Folge?

4. a) Was versteht man unter einem Ionengitter?

b) Was versteht man unter der Koordinationszahl?

5. a) Wie nennt man die Energie, die umgesetzt wird, wenn ein Atom ein Elektron aufnimmt?

b) Wie nennt man die Energie, die frei wird, wenn sich die Ionen in eine Ionengitter einordnen?

c) Welche Energie ist „Schuld“ daran, dass der Vorgang zwischen einem Metall und einem Nichtmetall exotherm verläuft?

6. a) Die Nichtmetallatome füllen ihre äußerste Schale auf die nächst höhere Edelgaskonfiguration auf und werden so zu Ionen.

b) Wie errechnet sich die Ionenladung eines Nichtmetallions?

7. a) Die Ionen der Metalle sind als die entsprechenden Metallatome.

b) Die Ionen der Nichtmetalle sind nur wenig als die entsprechenden Nichtmetallatome.

c) Im Vergleich sind aber die Metallionen einer Periode viel als die Nichtmetallionen der gleichen Periode.

8. a) Die Gitterkräfte in einem Ionengitter sind von welchen zwei Größen abhängig?

b) Wie nennt man die Bindung der Ionen in einem Ionengitter?

9. Warum spricht man bei Salzen von einer Substanz- oder Formel?

10. a) Wie bezeichnet man die Masse aller Ionen einer Salzformel (bei kovalenten Verbindungen spricht man von der Molekülmasse)?

b) Wie groß ist die Masse der Formeleinheit von Eisen(III)-oxid?

c) Berechnen Sie die Formelmass von Aluminiumsulfat:

11. Die Benennung der binären Salze erfolgt nach den gleichen Regeln wie bei den binären kovalenten Verbindungen. Es gibt nur zwei Unterschiede: Im Namen eines binären Salzes dürfen keine

..... Zahlwörter stehen (d.h. man gibt die Indices gar nicht an). Bei Salzen mit Übergangsmetallen muss man die Ionenladung des Metalls in Form einer Zahl in einer Klammer hinter den Namen des Metalls dann angeben, wenn das Metall verschiedene Ionenladungen annehmen kann. Geben Sie die Namen der folgenden Salze an:



12. Die Reaktionsgleichungen für die Salzbildung entsprechen denjenigen bei kovalenten Verbindungen. Vor allem darf man bei den Nichtmetallen den Index nicht vergessen. Erst, wenn die Formel des Salzes stimmt, stellt man die Gleichung stöchiometrisch richtig. Geben Sie folgende Beispiele:

- a) Al und Sauerstoff:
- b) Eisen (3 VE) und Chlor:
- c) Barium und Phosphor:
- d) Lithium und Schwefel:

13. Es gibt auch Ionen, die aus mehreren Atomen zusammengesetzt sein können. Man bezeichnet sie als Sie stammen meistens von Sauerstoffsäuren. In den Molekülionen werden die Atome, wie in einem Molekül, durch zusammengehalten. Da die Teilchen aber geladen sind, spricht man von einem-Ion. Die Strukturformel eines Molekülions gibt man in einer eckigen Klammer an. Die Formeln von Molekülionen (Tabelle!) kann man ausgehend von den Formeln der Sauerstoffsäuren herleiten. Die Formeln leitet man gleich her, wie die bei binären Salzen. Geben Sie die Formeln folgender Komplexsalze:

- a) Kupfersulfat
- b) Natriumcarbonat
- c) Natriumnitrat
- d) Calciumphosphat

14. Geben Sie die Strukturformeln

- a) vom Carbonation
- b) vom Nitration
- c) vom Chloration
- d) vom Sulfation

15. Welches sind die typischen Eigenschaften der Salze?

16. Weshalb ordnen sich die Ionen in ein Ionengitter ein und bilden keine stabilen Ionenpaare?

17. Geben Sie die Strukturformeln folgender Molekülionen:

- a) Nitrition
- b) Perchloration
- c) Sulfition
- d) Ammoniumion
- e) Nitridion
- f) Oxidion
- g) Cyanidion
- h) Acetation

Repetition Nr. 8: Salze III

1. a) Das Element A hat 2 Valenzelektronen, das Element B deren 5. Welche Formel hat die, aus den beiden Elementen entstehende, Verbindung?

b) Zu welchen Verbindungen gehört sie?

2. Geben Sie die stöchiometrisch richtig gestellten Gleichungen für folgende Reaktionen:

a) Natrium und Fluor

b) Eisen (3 VE) und Sauerstoff

c) Kalium und Wasserstoff

d) Phosphor und Wasserstoff

e) Nickel (3 VE) + Schwefel

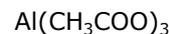
f) Aluminium und Kohlenstoff

g) Barium und Stickstoff

h) Gallium und Chlor

Benennen Sie die entstehenden Verbindungen?

3. Geben Sie die Namen folgender Stoffe:



4. Geben Sie die Formeln der folgenden Verbindungen:

a) Nickel(III)-sulfat

c) Diphosphorpentoxid

e) Thallium(III)-fluorid

g) Aluminiumoxid

i) Calciumsulfid

b) Eisen (III)-cyanid

d) Natriumtellurid

f) Phosphortri-iodid

h) Bariumoxid

k) Eisen(II)-chlorat

5. Welches sind die Bausteine der folgenden Stoffe?

a) Argon

c) Natriumoxid

e) NaCl

g) Schwefel

b) Chlor

d) Graphit

f) Kohlendioxid

h) SO_2

6. a) Wie bestimmt man die Ladung eines Metallions?

b) Welche Ladung hat ein Übergangsmetallion meistens?

7. Wie gibt man im Namen eines Salzes an, dass das Metallion auch eine andere Ionenladung besitzen könnte?

8. Was kann man aus der folgenden Formel herauslesen: $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$?
9. Worauf beruht die elektrische Leitfähigkeit einer Salzlösung oder Schmelze?
10. a) Was geschieht, wenn man einen Salzkristall ins Wasser gibt?
b) Wie nennt man die Umhüllung der Ionen durch Wasserdipole?
c) Wie liegen die Ionen eines Salzes in wässriger Lösung vor?
d) Geben Sie den Lösevorgang für das Lösen von Magnesiumchlorid in Wasser.
11. a) Wie nennt man die Energie, die bei der Hydratation frei wird?
b) Was versteht man unter der Lösungswärme?
c) Wann ist die Lösungswärme exotherm, wann endotherm?
12. a) Was versteht man unter dem Kristallwasser?
b) Eisen(III)-chlorid kristallisiert aus einer wässrigen Lösung mit 6 Wassermolekülen aus. Geben Sie die Formel für diesen Stoff.
13. Gewisse Salze nehmen, wenn man sie an der Luft liegen lässt, Wasserdampf aus der Luft auf. Sie ändern damit häufig ihre Farbe. Wie nennt man diese Eigenschaft?

Repetition Nr. 9 Metalle, Komplexsalze, physikalische Stoffklassen

1. Salzlösungen sind homogene Mischungen. Die Menge eines gelösten Salzes bezeichnet man als Konzentration (c). Die Konzentration gibt an, wie viele mol eines Stoffes in einem Liter Lösung gelöst sind. Man löst 5,8 g NaCl zu einem Liter Lösung. Welche Konzentration hat die Lösung?

2. Warum sind die Metallionen einer Periode kleiner als die Nichtmetallionen der gleichen Periode?

3. Welcher Stoff ist stabiler und energieärmer, das Molekülion oder die Sauerstoffsäure? Weshalb?

4. Geben Sie die Formeln von

a) Hexaazinkation

b) Aluminiumchlorid-Hexahydrat

5. Welche Eigenschaft des Wassers spielt eine wichtige Rolle beim Lösen eines Salzes?

6. a) Welches Salz ist in Wasser besser löslich: Kaliumiodid oder Lithiumchlorid? Weshalb?

b) Welches Salz löst sich exotherm, welches endotherm in Wasser? Weshalb?

7. Bezeichnen Sie die Art der zwischenmolekularen Kräfte, die zwischen den folgenden Molekülen wirken (VdW, DK oder WB):

Methylamin (CH_3NH_2)

Ethanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)

PH_3

Methan:

CO_2

8. Geben Sie die Verhältnisformeln der folgenden Stoffe

a) Natriumnitrid

b) Aluminiumsulfat

c) Eisen(III)-chlorat

d) Natriumcarbonat

e) Aluminiumperchlorat

f) Eisen(III)-oxid

9. a) In welchem Gittertyp kristallisieren: SiO_2 Schwefeldioxid

Natriumnitrat
($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)

Stahl (Eisen-Legierung)

PET (Polymer = Kunststoff)

Glucose

b) Geben Sie an, in welche Stoffklasse die folgenden Stoffe gehören:

Methylamin (CH_3NH_2)

AsH_3

Quarz (SiO_2)

Kochsalz (NaCl)

Messing (Legierung)

10. Welches sind die Komponenten einer Legierung?

11. Welches sind die typischen Eigenschaften eines flüchtigen Stoffes?

12. Welche Stoffe mischen sich: a) Wasser und CCl_4

b) Wasser und Ethanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)

Weshalb?

13. a) Was versteht man unter dem Prinzip des Energieminimums?

b) Wie lautet der Satz von Avogadro?

c) Berechnen Sie das Litergewicht von Sauerstoffgas

d) Wie viele Stickstoffmoleküle gibt es in 14 g Stickstoff?

14. Nur unter welchen Umständen findet eine chemische Reaktion statt?

15. Die Reaktionsgeschwindigkeit ist vor allem von zwei Größen abhängig: a) von der
und b) von der

c) Wie lautet die mathematische Definition der Reaktionsgeschwindigkeit?

16. Wie lautet die allgemeine Gleichung für die Reaktionsgeschwindigkeit (v), einer Reaktion, an welcher die beiden Stoffe A und B beteiligt sind?

17. Man unterscheidet zwei chemische Reaktionsmechanismen: a) die-reaktion
und b) die-reaktion.

18. Wenn Moleküle mit stark polaren Bindungen an einer Reaktion beteiligt sind, läuft die Reaktion über einenmechanismus ab. Zum Auslösen einer solchen Reaktion ist
oder nurAktivierungsenergie erforderlich. Deshalb sind Moleküle mit stark polaren Bindungen sehr Wenn Moleküle mit unpolaren oder wenig polaren Bindungen an einer Reaktion beteiligt sind, läuft die Reaktion über einenmechanismus ab. Zum Auslösen einer solchen Reaktion ist immer Aktivierungsenergie nötig, da zuerst in Radikale gespalten werden müssen.

19. Zeichnen Sie das Energiediagramm für eine a) exotherme Reaktion,

b) eine endotherme Reaktion und

c) eine Reaktion, die unter Mitwirkung eines Katalysators verläuft. Geben Sie die Aktivierungsenergie und die freiwerdende Reaktionswärme an. Beschriften Sie die Achsen.

Repetition Nr. 10 Verlauf chemischer Reaktionen, Redoxreaktionen I

1. a) Geben Sie die Definition des Katalysators:
b) Wie erleichtert ein Katalysator eine chemische Reaktion?

2. Das chemische Gleichgewicht (bei reversibel verlaufenden Reaktionen).
a) Welche Bedingung ist erfüllt, wenn sich der Gleichgewichtszustand eingestellt hat?
b) In einem abgeschlossenen System ist die Geschwindigkeit der Hinreaktion gleich groß, wie diejenige derreaktion, sofern sich der Gleichgewichtszustand eingestellt hat. Es gilt die folgende algebraische Beziehung
c) Auf solche Vorgänge kann man das MWG anwenden. Für die Reaktion $A + 2 B \rightleftharpoons C + 2 D$ lautet es: $K_{(T)} =$
d) Die Gleichgewichtskonstante ist von welcher Größe abhängig?
e) Welches ist die Aussage des MWG?

3. Die Synthese von Ammoniak führt zu einem Gleichgewichtszustand. a) Formulieren Sie die Gleichung für die Direktsynthese von Ammoniak:
b) Formulieren Sie die Gleichung für die Direktsynthese von Iodwasserstoff und wenden Sie auf den Vorgang das MWG an:
c) NO reagiert mit Sauerstoff zu Stickstoffdioxid. Reaktionsgleichung und MWG:

4. Was versteht man unter der Reaktionsenthalpie?

5. a) Wie lautet das Prinzip von Le Chatelier?
b) Wie beeinflusst eine Konzentrationsänderung einen Gleichgewichtsvorgang?
c) Wie wird die Lage eines Gleichgewichts durch eine Temperaturerhöhung beeinflusst?
d) Wie beeinflussen Katalysatoren einen Gleichgewichtsvorgang?
e) Wie wird ein Gleichgewichtsvorgang, an dem Gase beteiligt sind, durch Druck beeinflusst?

6. a) Wie lautet die Definition der Bildungsenthalpie?
b) Wie ist die Bindungsenergie definiert?
c) Von welchen drei Größen ist die Bindungsenergie abhängig?

7. Welcher Stoff ist reaktionsfähiger HBr oder CH_3Br ?

8. Weshalb verläuft die Reaktion zwischen Methan (Erdgas) und Luft stark exotherm?

9. Die Bildungsenthalpie von Al_2O_3 ist -1671 kJ/mol , diejenige von CO_2 $-393,8 \text{ kJ/mol}$. Diskussion:

10. Was verstand man früher unter einer Oxidation, was unter einer Reduktion?

11. Woraus bildet man den Namen Redox?
12. Wie bezeichnet man Stoffe, die Elektronen abgeben können und Stoffe, die Elektronen aufnehmen können auch? Welche Reaktion findet zwischen den beiden statt?

13. Welche Elemente reagieren immer als Elektronendonatoren? Welche Ladung erhalten die Atome, wenn sie Elektronen abgeben?

14. Die Oxidationszahl ist eine Hilfsgröße, die man kennen muss, wenn man einen Redoxvorgang formuliert. Die Ableitung der Oxidationszahlen erfolgt auf Grund bestimmter Regeln.

a) Die OZ gibt man direkt dem Symbol, in Ziffern, aber immer nur für Atom an.

b) Die algebraische Summe der OZ in einer Verbindung ist immer gleich

c) Die Elemente erhalten immer die OZ (definitionsgemäß).

d) In Ionenverbindungen entsprechen dieladungen der OZ.

e) Sauerstoff erhält in allen Verbindungen die OZ, Ausnahme in Verbindungen mit Fluor oder in Peroxiden (Peroxide sind Verbindungen mit zwei miteinander verbundenen O-O-Atomen).

f) Wasserstoff erhält in den meisten kovalenten Verbindungen die OZ

g) In kovalenten Verbindungen erhält das elektronegativere Element die Oxidationszahl. Wenn man aus der Formel nicht erkennen kann, wie groß die OZ sein könnte, muss man die Strukturformel aufzeichnen. Darin werden die Bindungen theoretisch ionisiert, indem die gemeinsamen Elektronenpaare dem elektronegativeren Atom zugesprochen werden. Die OZ erhält man indem man, die Zahl der nach der theoretischen Ionisation bei jedem Atom vorhandenen Elektronen von der Zahl der Valenzelektronen subtrahiert.

15. Oxidation und Reduktion kann man auch mit Hilfe der Oxidationszahlen definieren. Geben Sie die Definitionen:

16. Um Oxidationsmittel und Reduktionsmittel in einer Gleichung zu erkennen, muss man immer zuerst die Oxidationszahlen angeben. Geben Sie in der Gleichung für die Reduktion von Fe_2O_3 mit Wasserstoff, die zu und elementarem führt, die OZ an: Vergleichen Sie nun linke und rechte Seite miteinander. Der Stoff, der die OZ erhöht, wird (in unserem Falle), derjenige, der die OZ erniedrigt, wird(in unserem Falle). Wenn die OZ gleich bleibt, findet Reaktion statt.

17. Wenn in einer Gleichung Salze an der Reaktion beteiligt sind, kann man auch Ionenladungen angeben. Sind aber nur kovalente Verbindungen beteiligt, muss man römische Ziffern angeben. Da die Ionenladungen den Oxidationszahlen entsprechen, kann man in einer Gleichung auch römische Zahlen (OZ) und Ionenladungen angeben. Wenn man entscheiden muss, ob eine Reaktion stattfindet, zieht man die Redoxreihe zu Rate. Das reagierende Reduktionsmittel muss dabei vom Oxidationsmittel stehen. Ist dies nicht der Fall, findetReaktion statt.

Repetition Nr. 11: Redoxreaktionen II

1. Metallatome haben nur eine Möglichkeit zu reagieren, nämlich indem sie Elektronen abgeben und dabei zu Ionen werden. Metalle sind also immer Reduktionsmittel. Je weiter oben sie in der Redoxreihe stehen, desto stärker sind sie. Nichtmetalle (Moleküle) nehmen Elektronen auf bis die äußerste Schale einer stabilen Elektronenkonfiguration entspricht. Sie werden dabei zu Ionen. Nichtmetalle sind alsomittel. Metallionen hingegen können nur Elektronen aufnehmen. Sie sind alsomittel. Nichtmetallionen können nur Elektronen abgeben. Sie sind alsomittel.
2. Wenn eine Verbindung mit Sauerstoff reagiert, entstehen die stabilen der Elemente, die die Verbindung aufbauen.
3. Stoffe, die Elektronen abgeben können bezeichnet man als und Stoffe, die Elektronen aufnehmen können als
4. Unter einer Oxidation versteht man einevon Elektronen, unter Reduktion eine..... von Elektronen.
5. Oxidation und Reduktion kann man auch mit Hilfe der Oxidationszahlen definieren:
Oxidation bedeutet eine,Reduktion bedeutet eine
6. a) Bei einem Redoxvorgang findet eineübertragung statt. Das Reduktionsmittel überträgt Elektronen auf das
b) $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$ Welcher Stoff ist das OM, welcher das RM?
7. Bei einem Redoxvorgang wird das Reduktionsmittel, das Oxidationsmittel
8. a) Welche Elemente reagieren als Elektronendonatoren?
b) Welche Ladung erhalten ungeladene Atome, wenn sie Elektronen abgeben?
c) Ein Überschuss an Elektronen führt immer zu einer Ladung, ein Mangel an Elektronen immer zu einerLadung.
9. Geben Sie in folgenden Verbindungen die Oxidationszahlen an: Die positive OZ eines Elements ist nie größer als seine Gruppennummer.
 H Cl O_4 , $\text{Ca}_3 \text{P}_2$ H Br O_3 $\text{P}_2 \text{O}_5$ Si F_4 $\text{Na}_2 \text{S O}_3$, K C N , $\text{Ca}_3 (\text{P O}_4)_2$
- 10 Vervollständigen Sie folgende Reaktionen:
 - a) Mg reagiert mit HCl
 - b) Aluminium reagiert mit Essigsäure. Es entstehen Wasserstoffgas und Aluminiumacetat.
 - c) $\text{Zn} + \text{SnCl}_2$
 - d) Ein Bleiblech taucht man in eine Quecksilber(II) -chlorid-Lösung.
 - e) In eine KBr-Lösung leitet man Chlor ein:
 - f) PbO wird mit C reduziert (dabei bildet sich Kohlendioxid):

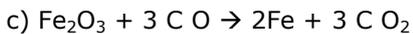
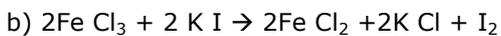
11. Je weiter oben ein Metall in der Redoxreihe steht, desto ist es. Nichtmetalle nehmen Elektronen auf, bis die äußerste Schale einer stabilen-konfiguration entspricht. Sie werden dabei zu Ionen. Nichtmetalle sindmittel.

12. Wenn eine Verbindung mit Sauerstoff reagiert, entstehen die stabilen der Elemente, die die Verbindung aufbauen. Diwasserstoffsulfid reagiert mit Sauerstoff. Geben Sie die Gleichung und bezeichnen Sie RM und OM:

13. Natrium ist ein starkes Reduktionsmittel. Wenn es mit Wasser reagiert, übertragen die Na-Atome ihr Valenzelektron auf ein positiv polarisierte atom des Wassermoleküls. Dabei bilden sich H-Atome, die instabil sind und sich sofort zu-Molekülen verbinden. Aus den Natriumatomen entstehen Ionen und vom Wasser bleibt ein-Ion zurück. Na ist also dasmittel und das Oxidationsmittel.

14. Wenn eine Säure mit einem Metall reagiert, das in der Redoxreihe oberhalb von Wasserstoff steht, entstehen-Gas und das Salz der Säure. In diesem Falle ist das-Ion das OM.

15. Bezeichnen Sie das RM und OM (mit Oxidationszahlen) in den folgenden Gleichungen:



16. a) Ag bringt man mit HCl zur Reaktion. Gleichung? Diskussion:

b) Lithium reagiert mit Wasser. Es entstehen Wasserstoffgas und Lithiumhydroxid. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung:

17. Aus Chrom (IV)-oxid kann man durch eine Reaktion mit Aluminiumpulver reines Chrommetall gewinnen. Reaktionsgleichung?

18. Was versteht man unter unedlen Metallen? Wo stehen sie in der Redoxreihe?

Repetition Nr. 12 Elektrolyse

1. a) Wie lautet die Definition der Elektrolyse?
b) Welche Art von Strom muss eingesetzt werden, wenn man eine Elektrolyse durchführt?
c) Was versteht man unter einem Elektrolyten? Welche Stoffe gehören dazu?

2. a) Die Bezeichnung der Elektroden und die Verknüpfung mit ihren Ladungen kann man sich mit Hilfe einer Eselsbrücke merken. Wie lautet sie?
b) Zeichnen Sie die Apparatur zur Elektrolyse einer CaBr_2 -Schmelze. Beschriften Sie die Elektroden, geben Sie ihre Ladungen an und formulieren Sie die Elektrodengleichungen:

3. Wenn man eine Elektrolyse durchführt, wandern die Ionen an die entgegengesetzt geladenen Elektroden. Welche Ionen wandern an die Kathode und welche an die Anode (d.h. wie sind die Ionen geladen, die an die Kathode wandern und diejenigen, die an die Anode wandern)?

4. a) Welche chemische Reaktion findet an der Kathode, welche an der Anode statt?
b) Welches „Mittel“ (d.h. Reduktions- oder Oxidationsmittel) reagiert an der Kathode, welches an der Anode?

5. Gewisse Metalle kann man nicht aus einer wässrigen Lösung abscheiden. Man muss in diesem Falle eine Schmelze elektrolysieren. Dies ist deshalb so, weil an den Elektroden immer zuerst das stärkere Mittel reagiert. H_2O ist sowohl ein Oxidations- wie auch Reduktionsmittel. Welche Metalle man nicht abscheiden kann, entnimmt man der Redoxreihe. Welche sind es?

6. Elektrolyse einer wässrigen Lösung von Schwefelsäure:
a) Zählen Sie die Teilchen auf, die in einer verdünnten wässrigen Lösung von Schwefelsäure enthalten sind:
b) Welche Teilchen kommen für eine Reaktion an der Kathode in Frage? Welches ist das stärkere Oxidationsmittel?
c) Welches Teilchen reagiert an der Anode?

7. Elektrolyse einer Natriumchlorid-Lösung.
a) Welche Teilchen sind in der Lösung vorhanden?
b) Welche Teilchen können an der Kathode reagieren?
c) Geben Sie die Gleichung für den Kathodenvorgang!
d) Geben Sie die Gleichung für den Anodenvorgang!
e) Was geschieht mit den Hydroxid- und Hydroniumionen im Reaktionsgemisch?

8. Die Gewinnung von Aluminium. aus Aluminiumoxid: Al_2O_3 hat einen sehr hohen Schmelzpunkt. Man gibt ein Flussmittel (Natriumhexafluoroaluminat= Kryolith) zu um den Schmelzpunkt zu erniedrigen. Das Flussmittel hat die gleiche Wirkung wie NaCl auf Eis.

- a) Welche Ionen hat es in der Schmelze?
- b) Geben Sie die Gleichungen für die Anoden- und Kathodenreaktion:
- c) Was geschieht mit dem an der Anode entstehenden Sauerstoff?

9. Galvanische Elemente.

- a) Was versteht man unter einer Halbzelle?
- b) Wann lädt sich eine Elektrode in einer Halbzelle negativ auf? Bei welchen Metallen ist dies der Fall, d.h. wo stehen diese Metalle in der Redoxreihe?

10. Galvanische Zellen aus zwei Halbzellen bestehend: Was für eine chemische Reaktion findet in einem Zink/Kupfer-Zelle in der Zink/Zinksulfat-Halbzelle, was in der Kupfer/ Kupfersulfat-Halbzelle statt?

Geben Sie die Gleichungen für diese Reaktionen an:

11. a) Was versteht man unter einem galvanischen Element?
- b) Was für chemische Reaktionen finden in einem galvanischen Element statt?
- c) In welcher Richtung fließen die Elektronen im äußeren Leiter?
- d) In einer galvanischen Zelle wird chemische Energie in elektrische umgewandelt. Was geschieht bei der Elektrolyse?

12. Ein galvanische Zelle kann aus zwei Elektroden bestehen, die in einen Elektrolyten tauchen. Geben Sie die Elektrodenreaktionen die bei Stromentnahme stattfinden, wenn das Element aus Salzsäure (HCl in Wasser gelöst), einem C-Stift und einem Zinkstab als Elektrode, besteht.

13. Welche chemische Reaktionen findet in einer galvanischen Zelle an der Anode, welche an der Kathode statt?

- 14.a) Was versteht man unter einem Akku?
- b) Welche Stoffe sind in einer Autobatterie enthalten?

Repetition Nr. 13 Säure-Base-Reaktionen I

1. Die-Ionen sind für denCharakter einer Lösung verantwortlich. Das Hydroniumion ist aufgebaut. Formulieren Sie die Gleichung für die, beim Lösen von H_2CO_3 (1. und 2. Stufe) stattfindenden Vorgänge.

2. Eine Säure unterscheidet sich von ihrer konjugierten Base in

An einem S.-B Gleichgewicht sind immer zweiSäure-Base-Paare beteiligt, Das Gleichgewicht liegt auf der Seite derSäure bzw. Base.

Wo liegt das folgende Gleichgewicht: $\text{HSO}_3^- + \text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{SO}_4^{2-}$

3. Bei einer sehr starken Säure liegt das Gleichgewicht so weit auf der Seite. dass man diereaktion vernachlässigen kann. Nennen Sie 3 sehr starke Säuren:

4. a) Geben Sie von folgenden Stoffen jeweils die Formel der konjugierten Säure:

Oxidion:	S^{2-} :	Phosphation:
Hydrogensulfition:	HCOO^- :	HPO_4^{2-} :

b) Geben Sie von den folgenden Stoffen die Formel der konjugierten Base:

Kohlensäure:	Schweflige Säure:
Essigsäure:	Ammoniumion:

5. Ein Stoff, kann als Säure reagieren, wenn er enthält. Ein Stoff kann als Base reagieren, wenn er einElektronenpaar besitzt.

6. Stoffe, die sowohl als Base, wie auch als Säure reagieren können, bezeichnet man als

Welche der folgenden Stoffe können in Wasser als Ampholyte reagieren (Nichtzutreffendes streichen)

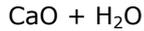
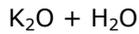
Dihydrogenphosphation: ja/nein	Oxidion: ja/nein
Ammoniak: ja/nein	Sulfition: ja/nein
	Wasser: ja/nein

7. Die Angabe der Säurestärke entnimmt man der Säure-Base-Reihe. Die sehr starken Säuren findet man, die sehr starke BasenEs gilt: Je stärker eine Säure ist, desto ist ihre Base. Stärkere Säuren als das-ion sind in Wasser..... Sie liegen in einer wässrigen Lösung, deren Konzentration $<1 \text{ mol/l}$ ist, nicht in molekularer Form vor. In Wasser unbeständige Säuren sind z.B. Die stärkste, in Wasser beständige Base, ist das-Ion. Eine Base, die in Wasser unbeständig ist, ist z.B.

8. Eine Sauerstoffsäure stellt man aus einem Nichtmetalloxid und Wasser her. Formulieren Sie die stöchiometrisch richtigen Reaktionsgleichungen für:

- a) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$

9. Lösliche Metallhydroxide erhält man, wenn man Metalloxide (Alkali- oder Edalkalimetalloxide) in Wasser löst. Formulieren Sie die vollständigen Gleichungen:



10. Vervollständigen Sie die folgenden Reaktionen (vollständige Neutralisationen): Name des Salzes:

- a) Calciumhydroxid + Kohlensäure
- b) Bariumhydroxid + Phosphorsäure
- c) Aluminiumhydroxid + Salpetersäure
- d) Eisen(III)-hydroxid + Schwefelsäure
- e) Kaliumhydroxid + Blausäure
- 1) Aluminiumhydroxid + Essigsäure
- g) Eisen(III)-hydroxid + Salzsäure

11. Unvollständige Neutralisationen:

- a) 1 mol KOH + 1 mol Schwefelsäure
- b) 1 mol $\text{Mg}(\text{OH})_2$ + 1 mol Phosphorsäure
- c) 1 mol KOH + 1 mol Kohlensäure

12. Das Auflösen eines schwerlöslichen Oxids.

- a) $\text{MgO} + \text{HBr}$
- b) Nickel(III)-oxid + Schwefelsäure
- c) Eisen(III)-oxid + Perchlorsäure

13. a) Calciumcarbonat + Salzsäure

b) Eisen(II)-sulfid + Schwefelsäure

c) Natriumacetat + HCl

14. a) Natriumhydrogensulfat reagiert mit Natriumhydrogencarbonat:

b) 1 mol Natriumdihydrogenphosphat reagiert mit 2 mol NaOH

c) Calciumhydrogenphosphat + 2 mol Chlorsäure

15. a) Was erhält man, wenn man HCl-Gas in Wasser einleitet?

b) Was versteht man unter einem Proton? Welches ist seine Formel?

c) Kommen in wässriger Lösung freie Protonen vor?

d) Welche Teilchen sind für den sauren Charakter einer wässrigen Lösung verantwortlich?

e) Welche sind für den alkalischen Charakter verantwortlich?

16. a) Geben Sie das Säure-Base-Gleichgewicht für die Reaktion von Essigsäure mit Wasser:

17. Nach welcher Größe werden die Säuren in die Säure-Base-Reihe eingeordnet?

Repetition Nr. 14 Säure-Base-Reaktionen II

1. Welches sind die sehr starken Säuren? Wo stehen Sie in der Säure-Base-Reihe?

2. a) Was für Teilchen sind in einer verdünnten wässrigen Lösung von HBr enthalten?
b) Welches ist die Folge, wenn man ein gut lösliches Metalloxid (z.B. Natriumoxid) in Wasser löst?
c) Wie nennt man eine wässrige Lösung von NaOH?
d) Welche Reaktionen finden statt, wenn man CaO in Wasser löst?

3. Was versteht man unter Salzsäure?

4. a) Was versteht man unter der Autoprotolyse des Wassers?
b) Wie groß ist die Konzentration der Hydroniumionen in reinem Wasser?
c) Wie lautet das Ionenprodukt des reinen Wassers? Wann gilt diese Beziehung?

5. a) Welche Bedingung ist erfüllt, wenn eine Lösung sauer reagiert?
b) Wann reagiert eine wässrige Lösung alkalisch?

6. a) Wie nennt man die Reaktion einer Säure mit einem Metallhydroxid?
b) Was für Stoffe entstehen bei einer solchen Reaktion?
c) Welche Ionen reagieren bei der Reaktion einer wässrigen Lösung einer Säure mit einem Metallhydroxid?
d) Aus welchen Ionen bauen sich die Salze, die bei der Reaktion einer Säure mit einem Metallhydroxid entstehen, auf?

7. Eine mehrprotonige Säure kann man stufenweise neutralisieren. Man spricht von unvollständiger Neutralisation. Eine solche Reaktion erkennt man in der Aufgabenstellung daran, dass die Molzahlen der Säure und des Metallhydroxids gegeben sind. Geben Sie die Gleichung für die Reaktion von 1 mol NaOH mit 1 mol H_2SO_4 :

8. Schwerlösliche Metalloxide (wie MgO , Al_2O_3 und alle Übergangsmetalloxide) kann man in einer sehr starken Säure lösen.
a) Aluminiumoxid löst man mit Perchlorsäure
b) Eisen(III)-oxid löst man mit Schwefelsäure:
Welcher Stoff reagiert bei diesen Reaktionen als Base?

9. Wenn eine starke Säure mit dem Salz einer schwächeren Säure reagiert, wird das Anion (= Base) im Salz der schwächeren Säure vollständig protoniert. Dabei bildet sich die schwächere Säure. Natriumsulfit reagiert mit Schwefelsäure:

- 10 a) Geben Sie die Definition des pH-Werts:
b) Geben Sie die Definition des pOH-Werts:
c) Welchen pH-Wert hat eine neutrale Lösung?

11. a) pH von 0,01 m HClO_4 ?

b) pH-Wert von 0,001 m HNO_3

c) Der pH-Wert einer Salzsäure-Lösung ist 2. Wie groß ist die Konzentration der Säure?

12. a) pH-Wert von 0,01 m NaOH?

b) pH-Wert von 0,001 m KOH?

13. Aluminiumchlorid reagiert in Wasser sauer. Zeigen Sie durch Gleichungen, wie die saure Reaktion zustande kommt.

14. a) Welchen pH-Wert hat eine neutrale Lösung?

b) Wie groß ist die Hydroniumionenkonzentration in dieser Lösung?

15. Die konjugierte Base einer sehr starken Säure ist sehr Es gilt also: je stärker die Säure desto ihre konjugierte Base. Die meisten Salze reagieren in Wasser alkalisch oder sauer. Um die Reaktion eines Salzes mit Wasser zu verstehen, müssen wir zuerst den Lösungsvorgang formulieren. a) Geben Sie den Lösungsvorgang für Natriumhydrogensulfat:

b) Suchen Sie das HSO_4^- in der Säure-Basen-Reihe und zwar bei den Säuren (es steht auch bei den Basen- aber bei den sehr schwachen Basen, deshalb kann es in Wasser nicht als Base reagieren.) Wir stellen fest, dass HSO_4^- eine Säure ist. Sie ist sogar stärker als die Phosphorsäure.

c) Formulieren Sie das Protolysengleichgewicht:

d) Wo liegt dieses Gleichgewicht?

e) Weshalb reagiert Natriumhydrogensulfat in Wasser sauer?

16. Eine Lösung reagiert sauer, wenn $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ist.

17. a) Geben Sie den Lösungsvorgang für das Lösen von Natriumphosphat in Wasser:

b) Überlegen Sie welches Ion mit Wasser weiter reagieren wird? Beachten Sie auch den Gleichgewichtspfeil. Wichtig ist, dass Sie sich merken, dass diese Reaktionen stufenweise ablaufen. In Wasser läuft nur die 1. Stufe ab.

c) Natriumphosphat reagiert in Wasser, weil das-Ion eine relativ starke ist.

Repetition 15 Säure-Base-Reaktionen III und Fällungsreaktionen

1. Vervollständigen Sie folgende Reaktionen:

- a) Ammoniak reagiert mit HCl
- b) 1 mol Natriumhydrogenphosphat reagiert mit 1 mol NaOH
- c) 1 mol Natriumhydrogencarbonat reagiert mit 1 mol Natriumhydrogensulfat
- d) Ammoniumchlorid reagiert mit KOH
- e) Natriumacetat reagiert mit HClO₄
- f) Calciumcarbonat reagiert mit HCOOH (Ameisensäure)

2. a) Geben Sie die Definition der Indikatoren:

3. Wie nennt man ein Gemisch verschiedener Indikatoren?

4. a) Geben Sie die Definition des Puffers:

- b) Was versteht man unter dem Essigsäure-Acetatpuffer?
- c) Welche Stoffe muss man mischen, um diesen Puffer zu erhalten?
- d) in welchem Verhältnis muss man die beiden Stoffe mischen?
- d) Aus welchem Stoffpaar kann man einen Puffer herstellen?

5. a) Formulieren Sie die Gleichungen für die stattfindenden Reaktionen, wenn man einem Kalium-dihydrogenphosphat-Kaliumhydrogenphosphat-Puffer in kleinen Mengen OH⁻ und H₃O⁺ zugibt:

b) Welchen pH-Wert hat ein äquimolares Gemisch dieses Puffers?

6. In welchem pH-Gebiet puffert der Ammoniak-Ammoniumchloridpuffer?

7. a) Wie kann man bestimmte Ionen in einer Lösung nachweisen?

b) Geben Sie Gleichung für die Fällungsreaktion von AgBr aus einer KBr-Lösung:

8. Wenn man ein Salz in Wasser löst, werden die Ionen hydratisiert, d.h. von Wasserdipolen umhüllt.

a) Geben Sie die Gleichung für das Lösen von Eisen(III)-chlorid:

b) Die Lösung reagiert sauer. Geben Sie die Gleichung die zeigt woher die saure Reaktion kommt:

9. a) Welche Metallionen bilden vor allem Metallkomplexionen?

b) Womit hängt die große Tendenz dieser Metallionen zur Bildung von Komplexionen zusammen?

c) Welche Teilchen sind vor allem als Liganden geeignet?

10. a) Wie kann man das schwerlösliche AgCl wieder auflösen? Geben Sie die Reaktionsgleichung für das Lösen von AgCl mit Ammoniak:

b) Wie bezeichnet man die Bindung zwischen dem Zentralion und den Liganden?

Repetition 16: pH-Berechnungen schwacher Säuren und Laugen, Pufferberechnungen

1. Der pH-Wert einer wässrigen Lösung ist 8,2. Wie groß ist die Konzentration an Hydroniumionen?
2. Der pOH-Wert einer wässrigen Lösung ist 10,6. Wie groß ist die Konzentration an Hydroniumionen?
3. Wie groß ist der pH-Wert einer Natronlauge mit der Konzentration $c(\text{NaOH}) = 3 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$?
4. Berechnen Sie die pH-Wert einer wässrigen Lösung mit einer Hydroniumionenkonzentration von $3,2 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.
5. Wie viele ml einer Salzsäurelösung mit der Konzentration $c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ müssen mit destilliertem Wasser vermischt werden, damit man 500 ml Lösung mit einem pH-Wert von 2 erhält?
6. 4 ml einer Salzsäure mit der Konzentration $c(\text{HCl}) = 2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ werden mit Wasser auf 2 l aufgefüllt. Welchen pH-Wert hat diese Lösung?
7. 50 ml Natronlauge mit der Konzentration $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ werden mit 50 ml destilliertem Wasser vermischt. Welchen pH-Wert hat diese Lösung?
8. Welchen pH-Wert hat eine Essigsäurelösung mit der Konzentration $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$?
9. Berechnen Sie den pH-Wert einer Ammoniaklösung mit der Konzentration $c(\text{NH}_3) = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.
10. Essigsäure mit der Konzentration $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ hat einen pH-Wert von 2,87. Gesucht sind die Konzentration der Hydroniumionen und der Wert für K_S .
11. 9,2 g reine Ameisensäure werden mit Wasser zu 1 l aufgefüllt. Welchen pH-Wert hat diese Lösung?
12. Geben Sie in den folgenden Beispielen an, welches jeweils die stärkste Säure ist:
 - a) H_2O , NH_3 , HF : (Radien etwa gleich groß, Polarität entscheidet)
 - b) H_2S , PH_3 , HCl : (Radien etwa gleich groß, Polarität entscheidet)
 - c) H_2S , H_2Se , H_2O :Die Nichtmetallatome einer Gruppe unterscheiden sich in den Radien, je mehr Schalen umso größer
13. Bezeichnen Sie in den folgenden Beispielen die jeweils stärkste Säure:
 - a) HClO_2 , HBrO_2 und HIO_2
 - b) HClO_4 , HClO und HClO_2
 - c) H_2SO_4 , H_2SeO_4 und H_2TeO_4
14. Zur Neutralisation von 50 ml Salzsäure unbekannter Konzentration wurden 15 ml einer 1-molaren Natronlauge verbraucht. Berechnen Sie die Konzentration und den pH-Wert der Salzsäure.
15. Bei der Titration von 50 ml einer Ammoniaklösung werden 20 ml einer 0,1-molaren Salzsäure verbraucht. Berechnen Sie die Konzentration und den pH-Wert der Ammoniaklösung.
16. Welchen pH-Wert hat eine Pufferlösung, in der 1 mol NH_3 und 2 mol NH_4Cl gelöst sind?
17. In welchem Konzentrationsverhältnis sind Essigsäure und Natriumacetat zu mischen, um eine Puffer mit dem pH-Wert von 4,0 zu erreichen?
18. In welchem Konzentrationsverhältnis müssen KH_2PO_4 und Na_2HPO_4 gemischt werden, damit ein Phosphatpuffer mit einem pH-Wert von genau 7 entsteht?

Repetition 17: Chemische Gleichgewichte und Löslichkeitsprodukt

1. Warum führen nicht alle Kollisionen von Teilchen zu einer chemischen Reaktion?
2. Wie lässt sich der Begriff „Reaktionsgeschwindigkeit“ definieren?
3. Warum kann durch Konzentrationsänderung der Edukte die Reaktionsgeschwindigkeit beeinflusst werden?
4. Wie lange dauert die Reaktion eines Gemisches von Wasserstoff und Sauerstoff (Volumenverhältnis 2:1) bei 800 °C, wenn diese bei 0 °C ca. $2 \cdot 10^8$ Jahre dauert?
5. Wie kann der Zerteilungsgrad eines Eduktes die Reaktionsgeschwindigkeit beeinflussen?
6. Warum können Katalysatoren die Reaktionsgeschwindigkeit bei bestimmten Reaktionen erhöhen?
7. Was sind Enzyme?
8. In ein 1-l-Gefäß werden 1 mol Wasserstoff und 1 mol Kohlenstoffdioxid eingefüllt. Es bildet sich bei einer Temperatur von 1073 K ein Gleichgewicht nach der Gleichung:
$$\text{H}_2 + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}$$
Im Gleichgewichtszustand werden experimentell 0.491 mol Wasserdampf ermittelt. Welchen Wert hat die Gleichgewichtskonstante bei dieser Temperatur?
9. Die Gleichgewichtskonstante bei der Veresterung von Ethanol mit Essigsäure hat den Wert 4 (bei Zimmertemperatur von 25 °C). Berechnen Sie die Konzentration der Reaktionspartner nach der Gleichgewichtseinstellung bei folgenden Ausgangskonzentrationen:
 - a) $1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ Ethanol und $1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ Essigsäure.
 - b) $1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ Ethanol und $2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ Essigsäure
 - c) $2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ Ethanol und $1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ Essigsäure.
10. Wie viele Mol AgBr sind in 1 l Wasser bei Zimmertemperatur löslich?
11. Wie viele Mol Ag₂S lösen sich bei Zimmertemperatur in 1 l Wasser?
12. In 1 l Wasser lösen sich bei Zimmertemperatur $1.81 \cdot 10^{-3}$ g Silberchlorid. Welchen Zahlenwert hat das Löslichkeitsprodukt von Silberchlorid?
13. Bei Zimmertemperatur lösen sich $1,11 \cdot 10^{-4}$ mol Mg(OH)₂ in 1 l Wasser. Berechnen Sie das Löslichkeitsprodukt von Magnesiumhydroxid?
14. Wie viele Mol AgCl lösen sich in 1 l NaCl-Lösung mit der Konzentration $c(\text{NaCl}) = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$?

