

8. Fragen-Antworten-Katalog

1. Was besagt das Massenerhaltungsgesetz?

- Bei chemischen Reaktionen ist die Summe der Masse der Ausgangsprodukte gleich der Summe der Masse der Endprodukte. Es tritt weder ein Verlust noch Gewinn an Masse ein.

2. Wodurch unterscheiden sich die Atome verschiedener Elemente?

- Durch die Protonen-, Neutronen- und Elektronenzahl.

3. Durch welche Reaktion werden Elemente ineinander umgewandelt?

- Durch Kernreaktion

4. Was ist ein Element?

- Ein Element ist ein Stoff der in keine einfachen Stoffe zerlegt werden kann. [Massenerhaltungsgesetz bei Reaktionen](#)
[Wichtigste Elemente und Verbindungen können](#)

5. Was ist eine Verbindung?

- Verbindungen sind Stoffe die aus verschiedenen Elementen in einem bestimmten Mengenverhältnis bestehen. Verbindungen haben immer andere Eigenschaften als ihre Elemente.
[Es verbinden sich nur ganze Atome!](#)

6. Was sind organische Verbindungen?

- Organische Verbindungen enthalten alle das Element Kohlenstoff. Anorganische Verbindungen enthalten keinen Kohlenstoff.

7. Unterschied zwischen Chemisch reinen und gemischten Stoffen?

- Chemisch reine Stoffe bestehen nur aus einer Art Verbindungen oder Elementen. Gemische bestehen aus mindestens zwei verschiedenen reinen Stoffen.

8. Was ist ein Homogenes Gemisch?

- Erscheint Einheitlich, hier ist kein Phasengrenze erkennbar (Wasser, Zuckerwasser, Salzwasser, Luft). [erscheint auch unter dem Mikroskop einheitlich](#)

9. Was ist ein Heterogenes Gemisch?

- Hier ist eine Phasengrenze erkennbar (Puderzucker, Mehl, Schlamm).

10. Was muss erfolgen um ein Stoff untersuchen zu können?

- Um nun ein Stoff chemisch untersuchen zu können muss man diesen vorher Isolieren, man spricht hier von Stofftrennung (Abdampfen, Chromatografie, Destillation, Filtern)

[\(heiß\) extrahieren --> wird mit einem Scheidetricher gemacht](#)

[Chromatographie --> man braucht eine Chromatographiesäule, Stoffe wandern unterschiedlich schnell --> es bilden sich Zonen --> Trennung](#)

11. Nenne die vier Kernaussagen von John Daltons Atomtheorie!

- Jedes Element besteht aus kleinsten, nicht weiter teilbaren Teilchen, den Atomen.
- Alle Atome eines Elements haben die gleiche Größe und die gleiche Masse. Die Atome unterschiedlicher Elemente unterscheiden sich in ihrer Masse.
- Atome sind unzerstörbar. Sie können durch chemische Vorgänge weder vernichtet noch erzeugt werden.
- Bei chemischen Reaktionen werden die Atome der Ausgangsstoffe neu angeordnet und in bestimmten Anzahlverhältnissen miteinander verknüpft.

12. Was besagt das Gesetz der konstanten und multiplen Proportionen?

- Das Gesetz der konstanten Proportionen besagt, dass die Elemente in einer bestimmten chemischen Verbindung immer im gleichen bzw. festen Massenverhältnis vorkommen.
- Das Gesetz der multiplen Proportionen besagt, dass sich die Massenanteile der Elemente in allen chemischen Verbindungen durch kleine ganze Zahlen ausdrücken lassen.

13. Was ist eine Elektrolyse?

- Elektrolyse ist eine Chemische Reaktion die durch elektrischen Strom verursacht wird.
[Anionen sind negativ geladen und wandern zur Anode](#)

14. Was hat es mit dem Experiment von Ernst Rutherford auf sich?

- Ernest Rutherford bewies, dass die Atomhülle ein Vielfaches größer ist als ihr Kern.
Größenverhältnisse: $\varnothing_{\text{Atomkern}} : \varnothing_{\text{Atomhülle}} = 10^{-15} \text{ m} : 10^{-10} = 1 : 100.000$ [Hat mit Alphateilchen auf Goldfolie geschossen](#)

15. Ein Atom des Elements Fluor hat 9 Protonen und 10 Neutronen im Atomkern. Wieviele Elektronen besitzt ein solches Atom im ungeladenen Zustand?

- Neun [Für jedes Proton ein Elektron](#) [Proton ist knapp 2000 mal schwerer als ein Elektron](#)

16. Was ist ein Fluoridion? (Elektronenzahl)

- Ein einfach negativ geladenes Teilchen mit neun Protonen, zehn Neutronen und zehn Elektronen.

17. Was ist ein Isotop?

- Isotope sind Teilchen mit gleicher Protonen aber unterschiedlicher Neutronenzahl

18. Mit welchem Gerät können Isotope getrennt werden?

- Massenspektrometer

19. Die Ladung eines Elektrons beträgt $-1,6 \cdot 10^{-19}$ Coulomb. Wie groß ist die Ladung eines Protons (in Coulomb)?

- $+1,6 \cdot 10^{-19}$ Coulomb

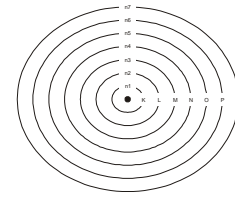
20. Woraus bestehen ein Kathodenstrahlen?

- Aus Elektronen e^-

29. Erklären Sie den Aufbau des Bohr'schen Atommodells!

- Atomkern in der Mitte, Schalen von innen nach außen nummeriert.

Mit einem Massenspektrometer lassen sich verschiedene Isotope trennen



28. Erklären Sie das Zustandekommen eines Lichtspektrums am Bohr'schen Atommodell!

- Anführendes Beispiel: Verbrennen von Natrium

Elektronen können unter bestimmten Umständen ihre Schalen wechseln. Dies ist entweder mit einem Energie-Gewinn oder Verlust verbunden. Um auf eine äußere Schale zu gelangen muss dem Elektron Energie zugeführt werden (z.B. thermische Energie bei der Verbrennung). „Fällt“ es dann wieder auf seine vorherige Schale zurück emittiert es Licht einer bestimmten Wellenlänge, es gibt Energie frei. Einige dieser "Rückfälle" liegen auf der Energieskala gerade dort, wo die zugehörige Frequenz bzw. Wellenlänge in den sichtbaren Bereich des Lichtes fällt.

Damit die Elektronen die Bahn wechseln müssen ganz bestimmte Energien übertragen werden. Jedes Element hat andere Energien.

30. Erklären Sie die Schwächen des Bohr'schen Atommodells!

- Laut Bohr'schen Atommodell musste das Atom flach wie ein Sonnensystem sein, was nicht sein konnte, da nachgewiesen wurde das z.B. Wasserstoff Atome Kugelgestalt haben.

- Man kann nicht erklären warum bei manchen Elementen mehrere Linien auftauchen

31. Was ist ein Orbital?

- Ein Orbital ist die Wellenfunktion eines Elektrons. Es gibt die Wahrscheinlichkeit an, mit der man ein Elektron an jedem Punkt in der Nähe eines Kerns finden kann. Typisch sind 90 Prozent.

32. Nennen Sie die Quantenzahlen!

- Hauptquantenzahl n entspricht Schale der Kreisbahn (Bohr)
- Nebenquantenzahl l entspricht Bahnform s, p, d, f
- Richtungs-, magnetische Quantenzahl m
- Spinquantenzahl s (Eigenrotation des Elektrons) $s = 1/2, -1/2$

33. Nennen Sie die Orbitalbezeichnungen!

- | | | | | |
|--|-----------|-----------|-----------|------------------------------|
| - s-Orbitale (Nebenquantenzahl $l = 0$) | } $n=1$ } | } | } | $m = 0$ |
| - p-Orbitale (Nebenquantenzahl $l = 1$) | } $n=2$ } | } | } | $m = 1, 0, -1$ |
| - d-Orbitale (Nebenquantenzahl $l = 2$) | | } $n=3$ } | } | $m = 2, 1, 0, -1, -2$ |
| - f-Orbitale (Nebenquantenzahl $l = 3$) | | | } $n=4$ } | $m = 3, 2, 1, 0, -1, -2, -3$ |

34. Welche Orbitalform ist kugelsymmetrisch?

- s-Orbital

35. Was besagt das Pauli-Prinzip?

- Das Pauli-Prinzip ist ein Ausschließungsprinzip. Es besagt, dass wenn zwei Elektronen in n , l und m übereinstimmen, müssen sie sich im Wert von s unterscheiden. Aus dem Pauli-Prinzip folgt direkt, dass jedes Orbital maximal mit 2 Elektronen gefüllt sein kann.

[Kurz gesagt gibt es keine zwei gleichen Elektronen mit dem gleichen Aufenthaltsort in einem Atom](#)

36. Was besagt das Schrödinger Modell?

- siehe Orbitalmodell

37. Was besagt die Hund'sche Regel?

- Die Orbitale werden zuerst mit je einem Elektron mit gleichem Spin besetzt.

Erst wenn alle Orbitale gleicher Energie mit jeweils einem Elektron gefüllt sind, werden sie auch mit einem zweiten Elektron besetzt. Die Hund'sche Regel fordert also größtmögliche Spin-Multiplizität, was meint: erst werden alle Elektronen mit dem gleichen Spin (in verschiedene Orbitale) eingebaut und gefüllt sind, tritt Spinpaarung ein (Elektroneneinbau mit entgegen gerichtetem Spin).

38. Durch wieviele Quantenzahlen müssen sich 2 Elektronen eines Atoms mindestens unterscheiden?

- Durch mindestens eine (Pauli-Prinzip)

39. Wieviele Elektronen können in einem S-Orbital "untergebracht" sein?

- Zwei

40. Wieviele Außenelektronen hat Helium?

- Zwei

41. Was sind Valenzelektronen?

- Außenelektronen, die Elektronen der äußeren Schale.

42. Welche Gruppen im Periodensystem kennen Sie und wie verhält es sich mit der Ionisierungsenergien?

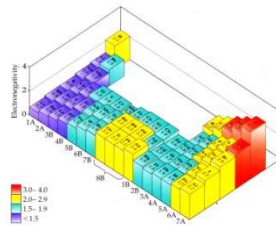
- Gruppe 1	⇒	Alkalimetalle	⇒	niedrige Ionisierungsenergie
- Gruppe 2	⇒	Erdalkalimetalle	⇒	relativ niedrige Ionisierungsenergie
- Gruppe 6	⇒	Chalkogene	⇒	relativ hohe Ionisierungsenergie
- Gruppe 7	⇒	Halogene	⇒	hohe Ionisierungsenergie
- Gruppe 8	⇒	Edelgase	⇒	extrem hohe Ionisierungsenergie

43. Zu welcher Gruppe gehört Helium?

- Zur achten, die Edelgase

44. Wie verhält es sich mit der Elektronegativität?

- Innerhalb einer Periode nimmt die Elektronegativität von links nach rechts zu und von oben nach unten ab. Da Edelgase sind nicht aufgeführt da sie neutral sind.



45. Welches Element ist elektronegativer: Fluor oder Lithium?

- Fluor

46. Die Ionisierungsenergie nimmt mit steigender Kernladungszahl...

- ...zu und mit größer werdendem Atomradius ab.

47. Welches Element hat die größere Elektronenaffinität: Jod oder Fluor?

E: Elektro Aff, EN: Elektro Negati,
IE: Ionisierungsenergie

- Fluor Elektronenaffinität ist die Kraft, die ein Elektron auf ein ungeladetes Teilchen ausübt

$$E = 2 \text{ EN} - \text{IE}$$

48. Welches Element hat die größere Elektronegativität: Lithium oder Fluor?

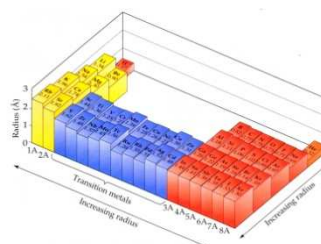
- Fluor

49. Welches Element hat den geringeren Metallcharakter: Fluor oder Lithium?

- Fluor

50. Wie verhalten sich die Atomkerndurchmesser?

- Der Atomdurchmesser nimmt innerhalb einer Periode von links nach rechts ab und von oben nach unten zu.



51. Ein Fluoridion ist ein Kation/Anion?

- Anion

52. Wie verhalten sich die Ionendurchmesser?

- Bildet sich ein positives Ion \Rightarrow Kation \Rightarrow Atomradius nimmt ab
- Bildet sich ein negatives Ion \Rightarrow Anion \Rightarrow Atomradius nimmt zu

53. Nomenklatur von Molekülen, worauf ist zu achten?

Mono \Rightarrow 1
Di \Rightarrow 2
Tri \Rightarrow 3
Tetra \Rightarrow 4
Penta \Rightarrow 5
Hexa \Rightarrow 6
Hepta \Rightarrow 7
Octa \Rightarrow 8
Nona \Rightarrow 9
Deka \Rightarrow 10

Man nennt erst das Kation und hängt den Namen des Anions an.

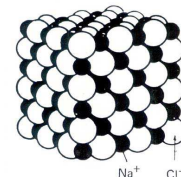
54. Welche Bindungsarten kennen Sie?

- Ionenverbindung (Metall + Nicht-Metall)
- Kovalente Bindung (Elektronenpaarbildung) (Nicht-Metall + Metall)
- Metallische Bindung (Metall + Metall)

55. Was verstehen Sie unter Ionenverbindung?

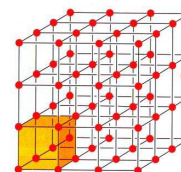
- Ionenbindungen werden realisiert durch die elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen Kationen (positiv) und Anionen (negativ)

Welche Kristallform gebildet wird, hängt unter anderem vom Verhältnis der Ionenradien ab.



56. Was ist eine Elementarzelle

- Die Elementarzelle eines Gitters ist der (kleinste)Gitterausschnitt, der geeignet ist das Gitter zu beschreiben.



57. Geben Sie Beispiele für mögliche Formen eines Kristallgitters an!

- kubisch
- tetragonal
- hexagonal

58. Wie kann man den Kristallgittertyp bestimmen?

- Die Bestimmung des Kristallgittertyps geschieht unter anderem mit der Röntgenbeugungsmethode, bei der ein Röntgenstrahl auf eine Kristalloberfläche trifft und von dieser (abhängig von Einfall- und Ausfallswinkel Θ mit unterschiedlichen Intensitäten reflektiert wird

Hiebei gilt die Bragg'sche Gleichung

$$n \cdot \lambda = 2d \cdot \sin\Theta$$

59. Was verstehen Sie unter Kovalente Bindung?

- es gibt bindende und nicht bindende Elektronen

- Kovalente Bindung wird auch

- „Elektronenpaarbindung“ genannt und in einer
- Valenzstrichformel (Lewis Formel) dargestellt

Atome von Nichtmetallen bilden kovalente Bindungen aus. Dabei werden nicht die Elektronen auf den Bindungspartner übertragen, sondern als Elektronenpaar gemeinsam genutzt.

60. Beschreiben Sie die Bindungsarten und bringen Sie diese mit den Bindungsabstand und Bindungsstärke in Zusammenhang!

- Bindungsabstand nimmt in der Reihenfolge Einfach-, Doppel-, Dreifach ab!
- Bindungsstärke nimmt in der Reihenfolge Einfach-, Doppel-, Dreifach zu !

	$\text{O}=\text{O}$	$\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$	$:\text{N}\equiv\text{N}:$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{N}-\text{N}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
Bond length:	121 pm	148 pm	110 pm	145 pm
Bond strength:	498 kJ/mol	213 kJ/mol	945 kJ/mol	275 kJ/mol

61. Geben Sie die Formeln für Kohlendioxid, Wasser, Stickstoff, Chlorwasserstoff und Äthin in Valenzschreibweise an!

- Kohlendioxid $\text{O}=\text{C}=\text{O}$

- Wasser $\text{H}-\text{O}-\text{H}$

- Stickstoff $\text{N}\equiv\text{N}$

- Chlorwasserstoff $\text{H}-\text{Cl}$

- Äthin $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$

62. Nennen Sie Moleküle welche die Oktettregel verletzen!

- BrF_3
- SF_4
- PCl_5

63. Sauerstoff gehört in die Gruppe der Chalkogene, der 6. Gruppe. Wie geschieht die Ausbildung von Oxidionen?

- unter Aufnahme von zwei Elektronen ($+2e^-$)

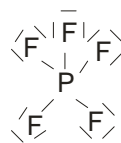
64. Was versteht man unter Interferenz?

- Die gegenseitige Auslöschung zweier elektromagnetischer Wellen durch gegenphasige Überlagerung.

65. Welche Verbindung hat den größeren kovalenten Bindungscharakter: LiF oder LiJ? (F und J stehen in der 7. Gruppe. F hat die Ordnungszahl 9, J hat die Ordnungszahl 53)

- LiJ

66. Welche Regel zur Aufstellung von Valenzstrichformeln wird bei folgender Formel verletzt?

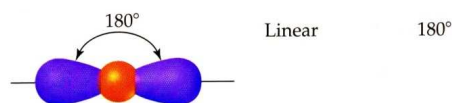


- Oktettregel

67. Nennen Sie ein Beispiel für eine S-P-Hybridisierung und geben Sie die Struktur an!

- BeF_2

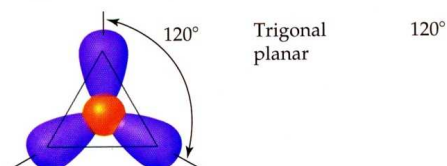
ein s und ein p Orbital werden gemischt --> es bilden sich zwei neue Orbitale



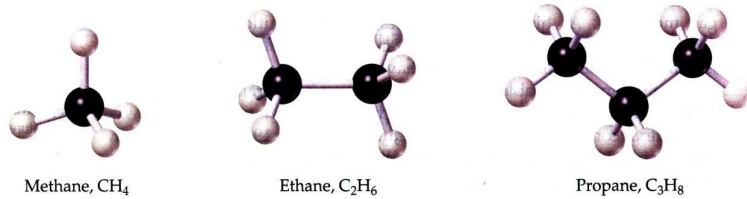
68. Nennen Sie ein Beispiel für eine S-P2-Hybridisierung und geben Sie die Struktur an!

- BF_3

ein s und zwei p Orbitale werden gemischt --> es entstehen drei neue Orbitale

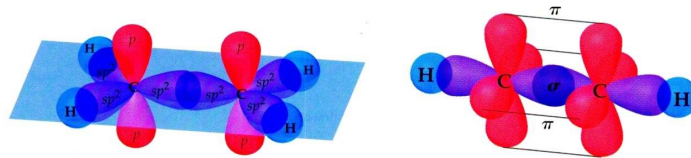


72. Molekülgeometrien von Methan, Ethan und Propan!



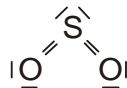
73. Beschreiben Sie δ -Bindungen und π -Bindungen!

- δ -Bindungen sind Einfachbindungen und werden zuerst gebildet. Wogegen π -Bindungen durch Überlappen von p-Orbitalen gebildet werden. Diese Verhindern das verdrehen des Moleküls.

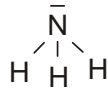


74. Welche Struktur (räumliche geometrische Anordnung) hat SO₂, NH₃, CO₂?

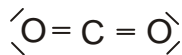
- SO₂ \Rightarrow gewinkelt



- NH₃ \Rightarrow pyramidal (tetraedrisch)



- CO₂ \Rightarrow linear



75. Welche Hybridisierung hat Kohlenstoff in a) Methan b) Äthan c) Propan?

- a) sp³
- b) sp³
- c) sp³

76. Wieviele δ - und π - Bindungen bestehen zwischen den Kohlenstoffatomen das Äthins?

- 1 δ , 2 π

77. Durch Überlappen welcher Orbitale können die Bindungen im Methan erklärt werden?

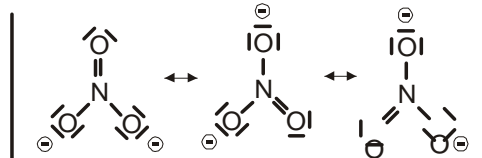
- 4 sp³-Hybridorbitale am Kohlenstoff überlappen mit den s-Orbitalen.

78. Was sind Enantiomere?

- Enantiomere sind chemischer Verbindungen, die in ihrer Konstitution übereinstimmen, sie besitzen also die gleiche Summenformel. Die räumlichen Strukturen eines Enantiomerenpaares verhalten sich zueinander exakt wie Bild und Spiegelbild.

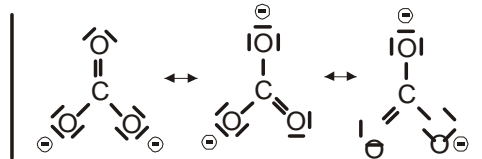
79. Geben Sie ein Beispiel für mesomere Grenzformeln an (zeichnen!)

- Nitration NO_3^{2-}



Man kann nicht entscheiden welcher Sauerstoff die Doppelbindung hat. Der Bindungsabstand liegt bei 1,333 --> eine 1,33 fache Bindung

- Karbonation CO_3^{2-}



80. Zwischen jedem Sauerstoffatom im Nitration und dem zentralen Stickstoffatom wird eine δ -Bindung gebildet. Welchen zusätzlichen π -Bindungsanteil erhalten die δ -Bindungen?

- N-O Bindung besteht aus $1\delta + 1/3\pi$

81. Im Benzol bestehen zwischen den 6 C-Atomen 6 δ -Bindungen und zusätzlich zwischen den C-Atomen ... π -Bindungen.

- 1/2

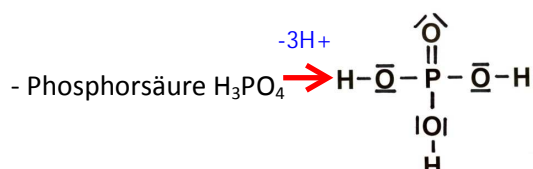
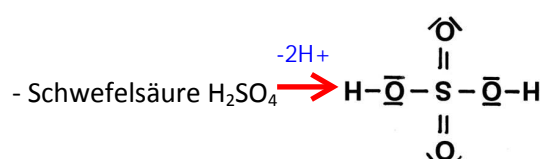
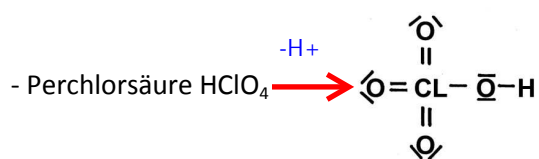
82. Wie nennt man diese π -Bindungen?

- delokalisierte π -Bindungen

83. Wann spricht man von Delokalisierten Bindungen?

- Treten in einem (organischen) Molekül, z. B. einem ketten- oder ringförmigen Kohlenwasserstoff mehrere Doppelbindungen auf, die sich jeweils mit Einfachbindungen abwechseln, so spricht man von konjugierten Doppelbindungen.

84. Geben Sie die Valenzstrichformel von Perchlorsäure, Schwefelsäure und Phosphorsäure an!



85. Geben Sie für alle drei Säuren den entsprechenden Doppelbindungscharakter an!

- Perchlorsäure HClO_4 [1,75-fach]
- Schwefelsäure H_2SO_4 [1,5-fach]
- Phosphorsäure H_3PO_4 [1,25-fach]

86. Im Sulfation bestehen zwischen dem zentralen Schwefelatom und den Sauerstoffatomen außer δ -Bindungen noch partielle π -Bindungen. Durch Überlappen welcher Orbitale werden diese π -Bindungsanteile gebildet?

- d-Orbitale des Schwefels und p-Orbitale des Sauerstoffs überlappen ($d\pi - p\pi$)

87. Welche repräsentative Theorie der Metallbindung kennen Sie?

- Elektronensee - Modell

Einfachstes Modell ist die Vorstellung, dass positive (Metall)ionen in einem „Elektronensee schwimmen“

- Bändertheorie

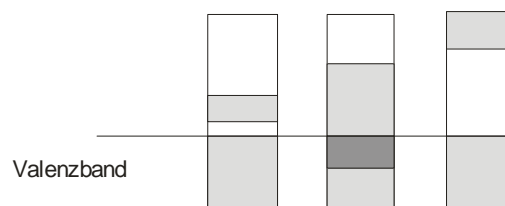
88. Erläutern Sie die Bändertheorie!

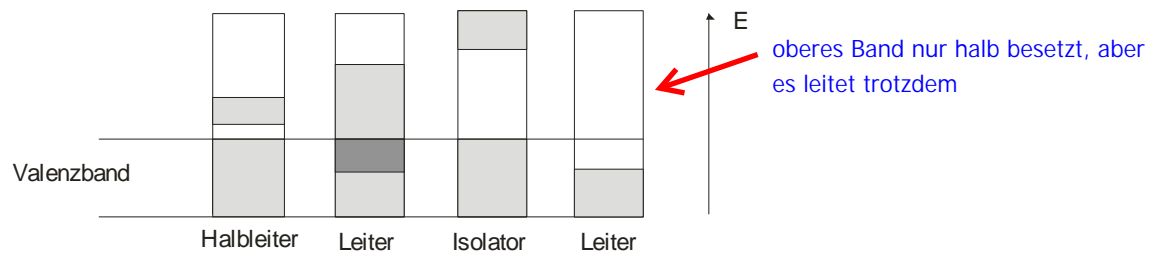
- Die Bändertheorie wird mit Hilfe von Molekülorbitalen beschrieben, die sich über den ganzen Kristall ausdehnen. Die hohe Beweglichkeit von Elektronen, also auch die Stromleitfähigkeit, ist immer dann gegeben, wenn ein Band nicht voll besetzt ist, oder wenn sich ein volles Band mit einem leeren Band überschneidet.

89. Beschreiben Sie die drei Typen von Festkörpern.

- Halbleiter: Valenzband und Leitungsband liegen energetisch sehr nahe beieinander.
- Leiter: Valenzband und Leitungsband überlappen (in energetischer Hinsicht) oder ist nur halb besetzt.
- Isolator: Valenzband und Leitungsband sind energetisch weit voneinander entfernt.

90. Ordnen Sie die folgenden schematischen Darstellungen der Bändertheorie die Begriffe Isolator, Halbleiter, Leiter zu:





91. Welche Bindungskräfte kennen Sie?

- Intermolekulare Kräfte (Kräfte zwischen den Molekülen)
 - Van-der-Waals-Kräfte
 - Dipol-Dipol-Wechselwirkungen
 - H-Brückenbindung
- Intramolekulare Kräfte (Kräfte innerhalb eines Moleküls)
 - δ -Bindungen
 - π -Bindungen

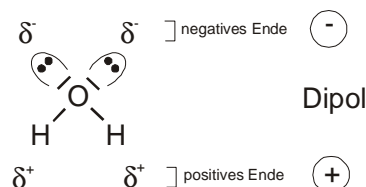
92. Erläutern Sie die Van-Der Waals-Kräfte

- Van-der-Waals-Kräfte oder auch London-Kräfte sind schwache Kräfte und werden durch momentane Dipolmomente verursacht. Für das Auftreten momentaner Dipolmomente stellt man sich vor, dass die Elektronenhülle eines Teilchens unter dem Einfluss einer benachbarten Ladung deformiert wird oder besser: Polarisierung. Dadurch ist die Elektronenverteilung (und Elektronenbewegung) in diesem Teilchen zumindest momentan nicht mehr unabhängig vom Nachbarteilchen.

93. Erläutern Sie Dipol-Dipol-Wechselwirkungen

Permanente Dipolmomente in einem Molekül sind immer dann zu erwarten, wenn die Elektronegativitätsdifferenzen der einzelnen Atome in dem betrachteten Molekül groß ist. Darüber hinaus hängt die Polarität von der räumlichen Geometrie ab.

Beispiel ist das Wassermolekül mit besonders großer Polarität:



94. Erläutern Sie H-Brückenbindung

- Nehmen die Dipol-Dipol Wechselwirkungen „überhand“ spricht man von einer Wasserstoffbrücke.

95. Wie nennt man ein Objekt, auf dem sich zwei entgegengesetzte Ladungen gleicher Größe im Abstand d voneinander befinden?

- Dipol

96. Besitzt Stickstofftrifluorid ein permanentes Dipolmoment?

- Ja

97. Zwischen welchen Atumpaaren bestehen stärkere van der Waals-Kräfte: He-He oder Xe-Xe?

- Zwischen Xe-Xe (größerer Atomradius ergibt größere Polarisierbarkeit)

98. Bildet Methan Dipol-Dipol-Wechselwirkungen aus?

- Nein

99. Welche Wechselwirkungen sind stärker: intermolekulare oder intramolekulare Wechselwirkungen?

- Intramolekulare Wechselwirkungen

100. Welche Kräfte sind für den Zusammenhalt von flüssigem Helium verantwortlich?

- Van der Waals Kräfte (London-Kräfte)

101. Nennen Sie jeweils ein Beispiel für die Makroskopischen Eigenschaften in Abhängigkeit der Bindungsart!

- Kovalente Bindung in alle 3 Richtungen (extrem hart z.B. Diamant).
- Kovalente Bindung in 2 Richtungen (Schichtbildung) zwischen den Schichten nur VdW-Kräfte (Verschiebung zwischen den Schichten leicht möglich z.B. Graphit).
- Kovalente Bindungen in einer Richtung sonst nur VdW-Kräfte zwischen den Ketten (Kettenstruktur, Fäden oder Nadelbildung z.B. Asbest).

102. Welche Kräfte sind für den Zusammenhalt von Eis verantwortlich?

- Van der Waals Kräfte und H-Brückenbindung

103. Im welchen Kristall sind die Bindungskräfte größer: a) Eiskristall b) Kochsalzkristall?

- NaCl-Kristall (Ionenkristall)

104. In welchen Kristall ist eine größere Deformation möglich: a) Ionenkristall b) metallischer Kristall?

- metallischer Kristall (geringere Bindungskräfte)

105. Welche Kräfte sind für den Zusammenhalt der einzelnen Schichten in einer Schichtenstruktur verantwortlich?

- Van der Waals-Kräfte

106. Grundformeln der IdealGase

$$\frac{V_0}{T_0} = \frac{V_1}{T_1} \text{ mit } p = \text{const}$$

$$P_0 \cdot V_0 = P_1 \cdot V_1 \text{ mit } t = \text{const}$$

107. Gesetz von Avogadro

- Bei gleichem Druck und gleicher Temperatur sind in gleich großen Volumina verschiedener Gase, gleich viele Atome oder Moleküle enthalten.

Avogadro-Konstante (Loschmidt-Konstante)

$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

108. Zusammenfassung der Ideal Gas Gleichungen

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1}$$

109. Definition der relativen Atommasse

- Die relative Atommasse eines Elementes gibt an, wie viel Mal so schwer ein Atom des betreffenden Elementes ist, als $\frac{1}{12}$ des Kohlenstoffisotops $^{12}_6\text{C}$.

110. Definition der relativen Molekülmasse

- Die relative Molekülmasse einer Verbindung ergibt sich aus Addition der relativen Atommassen aller am Aufbau des Moleküls beteiligten Atome.

111. Erläutere en Molbegriff!

- Ein Mol enthält $6,023 \cdot 10^{23}$ Teilchen. Die Molmasse ist gleich der relativen Atommasse, besitzt jedoch die Einheit g/Mol.

112. Tabelle der relativen Atommassen und molaren Massen

Element	Relative Atommasse	molare Masse
H (Wasserstoff)	1	Gas 2 g/mol (H ₂)
He (Helium)	4	Gas 4 g/mol (He)
C (Kohlenstoff)	12	12 g/mol
N (Stickstoff)	14	Gas 28 g/mol (N ₂)
O (Sauerstoff)	16	Gas 32 g/mol (O ₂)
Na (Natrium)	23	23 g/mol
S (Schwefel)	32	32 g/mol
Cl (Chlor)	35,5 (Es gibt 34 und 37 er Chlor)	Gas 71 g/mol (Cl ₂)
Ca (Calcium)	40	40 g/mol

113. 1 Mol eines idealen Gases nimmt bei Standardbedingungen was für ein Volumen ein?

- 22,4Liter

Standardbedingungen: $p=1013\text{hPa}, 1013\text{mbar}$
 $t=273\text{K}=0^\circ\text{C}=32^\circ\text{F}$
 $v=22,4\text{l}$

114. Erläutern Sie den Begriff der Wärmeenergie!

- Die spezifische Wärme (c) einer Substanz ist die Wärmemenge (Q) die benötigt wird, um 1g der Substanz um 1 K zu erwärmen.

$$c_{\text{Wasser}} = 4,184 \frac{\text{J}}{\text{g}\cdot\text{K}}$$

$$c_{\text{Heizöl}} = 2 \frac{\text{J}}{\text{g}\cdot\text{K}}$$

$$\text{Wärmemenge } Q = c \cdot m \cdot \Delta T$$

115. Erläutern Sie den Begriff Reaktionsenthalpie

- Die Reaktionsenthalpie ΔH ist ein Maß für die Energie eines thermodynamischen Systems. Sie setzt sich zusammen aus der inneren Energie ΔU (Reaktionsenergie) und der Druckvolumenarbeit.

$$\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$$

116. Wodurch unterscheidet sich Enthalpie und Energie?

- Durch die Druckvolumenarbeit

117. Erläutern Sie den Begriff (Standard)Bildungsenthalpie

- Die Energie, die bei der Bildung eines Mols einer Verbindung aus den Elementen unter Standardbedingungen auftritt, nennt man Standardbildungsenthalpie.

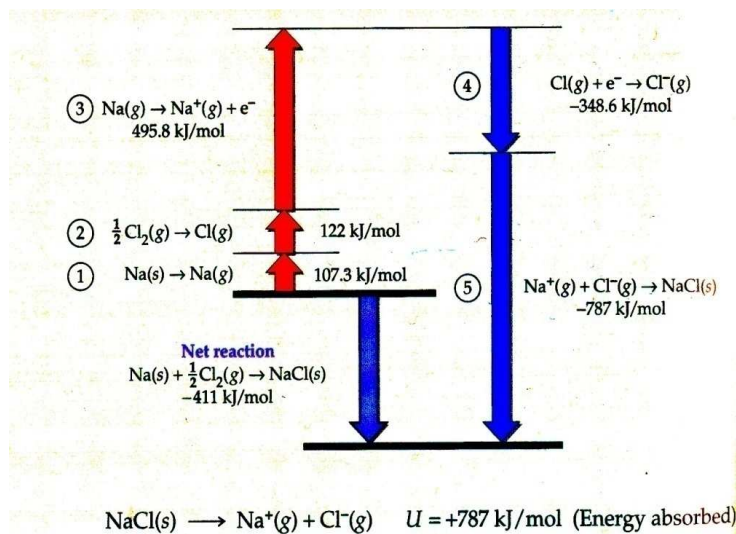
118. In einem hermetisch nicht geschlossenen Kalorimeter wird eine Verbrennungsreaktion von Mg mit Sauerstoff durchgeführt. Wird hierbei die Standardbildungsenthalpie oder die Standardbildungsenergie als Wärme frei?

- Standardbildungsenthalpie

119. Was besagt der Hess'sche Satz?

- Die Reaktionsenthalpie die auftritt wenn ein chemisches System von einem bestimmten Anfangszustand in einen bestimmten Endzustand übergeht, ist unabhängig vom Weg der Umsetzung.

120. Beschreiben Sie den Born - Haber'scher – Kreisprozess anhand folgender Grafik:



1. Sublimationsenergie
2. Dissoziationsenthalpie
3. Ionisierungsenergie
4. Elektronenaffinität
5. Gitterenergie
6. Bildungsenthalpie

Sublimationsenergie ist die Energie die bei der Überführung vom festen in den gasförmigen Zustand ~~freigesetzt~~ benötigt wird.

Dissoziationsenthalpie ist die Energie die beim Lösen einer Bindung freigesetzt wird.

Ionisierungsenergie ist die Energiemenge die Benötigt wird um ein im Gaszustand befindliches Teilchen zu Ionisieren.

Elektronenaffinität ist die Energiemenge die in der Regel freigesetzt wird wenn ein (neutrales) Teilchen ein Elektron aufnimmt.

Gitterenergie ist die Energie, die Überwunden werden muss, um die Gitterbausteine (Atome, Ionen, Moleküle) aus einem Kristallgitter vollständig in den gasförmigen Zustand zu überführen.

Bildungsenthalpie ist die Energie die bei der Bildung einer Verbindung aus den Elementen freigesetzt wird.

121. Was ist die Solvatations Enthalpie ?

(im Falle von Wasser spricht man auch von Hydratationsenthalpie)

wird freigesetzt / benötigt wenn Wechselwirkungen (Bindungskräfte) zwischen einzelnen Ionen und den Umgebenden Lösemittelmolekülen (Wasser Moleküle) wirksam werden können.

122. Was passiert beim auflösen eines Salzes?

- Ionen werden frei und hydratisieren sich. Die Bildung hydratisierter Ionen (allgemein: solvatisierter Ionen) ist mit einem Energiegewinn verbunden, also ein exothermer Prozess.

Das Aufbrechen des Gitterverbandes hingegen ist endotherm (Gitterenergie muss überwunden werden).

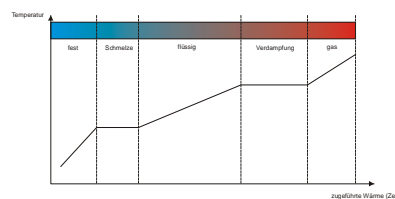
123. Was ist Kristallwasser?

- Kristallwasser oder auch Hydratwasser ist die Bezeichnung für Wasser, das im kristallinen Festkörper gebunden vorkommt.

124. Beschreiben Sie den Temperaturverlauf bei Wärmezufuhr!

- Die Temperatur bleibt in zwei Bereichen des Diagramms konstant und zwar genau bei den Übergängen in die einzelnen Aggregatzustände.

$$\begin{aligned} | \text{Kristallisationswärme} | &= | \text{Schmelzwärme} | \\ | \text{Verdampfungsenthalpie} | &= | \text{Kondensationswärme} | \end{aligned}$$



125. Wie lautet der 1. Hauptsatz der Thermodynamik?

- Energie kann von einer Form in eine andere umgewandelt werden. Sie kann aber weder erzeugt noch vernichtet werden, weshalb die Gesamtenergie in einem abgeschlossenen System konstant ist.

126. Wie lautet der 2. Hauptsatz der Thermodynamik?

- Bei einem von selbst verlaufenden Vorgang in einem abgeschlossenen System, erhöht sich stets die Entropie des Systems und strebt einem Höchstwert zu, wobei im Gleichgewicht die Entropieänderung null ist.

127. Wie ist die freie Enthalpie definiert?

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

G = freie Enthalpie

H = Enthalpie

T = Temperatur in Kelvin

S = Entropie

128. Wie ist die freie Reaktionsenthalpie definiert?

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

ΔG = Änderung der freien Enthalpie

ΔH = Enthalpieänderung

T = Temperatur in Kelvin

ΔS = Entropieänderung

129. Bei Reaktionen ohne Materieaustausch mit der Umgebung (geschlossenes System) lassen sich drei Fälle unterscheiden. Wie lauten diese?

- $\Delta G < 0$: exotherme Reaktion, die unter den gegebenen Bedingungen (Konzentrationen) spontan abläuft ($A+B \Rightarrow AB$) Beispiel Chlorknallgasreaktion $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2 HCl(g)$
- $\Delta G = 0$: Gleichgewichtssituation, keine Reaktion ($A+B \Leftrightarrow AB$)
- $\Delta G > 0$: endotherme Reaktion, deren Ablauf in der angegebenen Richtung Energiezufuhr erfordern würde ($A+B \Leftarrow AB$)

130. Tritt beim Schmelzvorgang einer Substanz eine Entropievergrößerung (bezüglich der Substanz) ein?

- Ja

131. Die Gitterenergie von KCl beträgt $H_{\text{Gitter}} = +701,2 \text{ kJ/mol}$. Die Hydratationsenthalpie von $K^+_{(g)} + Cl^-_{(g)} \Rightarrow K^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ beträgt $H_{\text{aq}} = -684,1 \text{ kJ/mol}$. Ist beim Lösen von $KCl_{(s)}$ in H_2O eine Wärmeentwicklung zu erwarten?

- Nein

132. Was versteht man unter der Aktivierungsenergie?

- Die Aktivierungsenergie ist die Energie, die notwendig ist, um einen Reaktionsablauf zu initiieren. Das Auftreten einer Aktivierungsenergie ist dafür verantwortlich, dass eine (exotherme) Reaktion nicht spontan abläuft.

Zum Beispiel die Verbrennung von Kohle:



133. Einfluss der Temperatur auf eine chemische Reaktion?

- Eine Temperaturerhöhung beschleunigt eine chemische Reaktion, da bei höherer Temperatur eine größere Anzahl von Molekülen die Mindestenergie besitzt, die notwendig ist, um einen wirksamen Zusammenstoß zu verursachen.

$10^\circ\text{C} \Rightarrow$ 2-3fache

134. Für das Geschehen auf molekularer Ebene während einer chemischen Reaktion gibt es zwei Modelle. Beschreiben Sie diese!

- Die Kollisionstheorie
- Die Theorie des Übergangszustandes (Theorie des aktivierten Komplexes)

Bei der Kollisionstheorie stellt man sich vor, dass die beiden reagierenden Moleküle sich mit genügend hoher Geschwindigkeit aufeinander zu bewegen (Bei zu geringer Geschwindigkeit findet physikalisch nur ein elastischer Stoß statt - ohne chemische Reaktion)

Bei der Theorie des aktivierten Komplexes wird das Auftreten einer Aktivierungsenergie dazu benötigt die beiden Teilchen in den Übergangszustand zu bringen.

Der aktivierte Komplex zerfällt entweder in die Endprodukte oder führt zu den Ausgangsstoffen zurück.

Man beachte, dass die Aktivierungsenergien für Hin- und Rückreaktion unterschiedlich groß sind $E_{A,h}$ Hinreaktion $E_{A,r}$ Rückreaktion die Aktivierungs-Energie die nötig ist, um die Reaktion vorwärts/rückwärts ablaufen zu lassen.

$$\text{Exotherme Reaktion} \quad E_A(\text{Hin}) < E_A(\text{Rück})$$

$$\text{Endotherme Reaktion} \quad E_A(\text{Hin}) > E_A(\text{Rück})$$

135. Was versteht man unter einem Katalysator?

- Ein Katalysator setzt die Aktivierungsenergie herab, bzw. lässt die Reaktion auf einem anderen Wege ablaufen. Er hat keinen Einfluss auf die Lage des chemischen Gleichgewichts.

136. Welche äußeren Bedingungen beeinflussen das chemische Gleichgewicht?

- Druck
- Temperatur
- Konzentration (alle an der Reaktion beteiligten Stoffe - vor und nach der Reaktion)

137. Wie beeinflusst der Druck das chemische Gleichgewicht?

- Druckerhöhung begünstigt diejenige Seite mit dem geringeren Volumen.

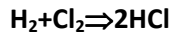
138. Wie beeinflusst die Temperatur das chemische Gleichgewicht?

- Durch Temperaturerhöhung wird das Gleichgewicht nach der Seite der Stoffe verschoben, zu deren Bildung Wärmeenergie gebraucht wird. Zudem stellt sich das Gleichgewicht schneller ein.

139. Wie beeinflusst die Konzentration das chemische Gleichgewicht?

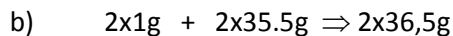
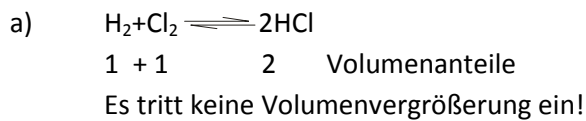
Im Verlauf einer Gleichgewichtsreaktion nimmt die Aktivität der Edukte ständig ab. Dadurch verringert sich auch die Geschwindigkeit der Hinreaktion. Gleichzeitig nimmt die Aktivität der Produkte ständig zu. Dadurch vergrößert sich die Geschwindigkeit der Rückreaktion. Sind schließlich beide Reaktionsgeschwindigkeiten gleich, wird in gleichen Zeitspannen ebenso viel Produkt wie Edukt gebildet: Das Gleichgewicht ist erreicht.

140. Bei der Reaktion von Wasserstoffgas mit Chlorgas wird Chlorwasserstoffgas gebildet:

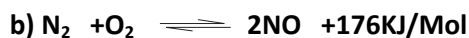


a) Tritt hierbei - Druck und Temperatur seien konstant - eine Volumenvergrößerung ein?

b) Geben Sie die zugehörigen Massenrelationen an!



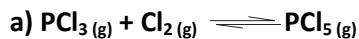
141. Welchen Einfluss hat a) eine Temperaturerhöhung b) Druckerhöhung auf die Lage des Gleichgewichts folgender Reaktionen:



a) Die Temperaturerhöhung begünstigt den Schwefeltrioxidzerfall.

b) Keinen Einfluss da gleich Volumenanteile vorliegen.

142. Geben Sie den Ausdruck für die Gleichgewichtskonstante der jeweiligen Hinreaktionen an:



a) $k = \frac{[\text{PCl}_5(\text{g})]}{[\text{PCl}_3(\text{g})] \cdot [\text{Cl}_2(\text{g})]}$

b) $k = \frac{[\text{4NO}(\text{g})] \cdot [\text{6H}_2\text{O}(\text{g})]}{[\text{4NH}_3(\text{g})] \cdot [\text{5O}_2(\text{g})]}$

143. Beschreiben Sie das Ionenprodukt des Wassers!

- Wasser unterliegt bei Raumtemperatur (25°C) bereits einer gewissen Eigendissoziation. Das bedeutet, dass 2 Wassermoleküle miteinander reagieren. Das Ionenprodukt des Wassers ist sehr stark temperaturabhängig.

144. Definition von Säuren und Basen nach Arrhenius!

- Säuren sind Stoffe, die in wässriger Lösung unter Bildung von $\text{H}^+(\text{aq})$ Ionen dissoziieren

- Basen sind Stoffe, die in wässriger Lösung unter Bildung von $\text{OH}^-(\text{aq})$ Ionen dissoziieren.

145. Definition von Säuren und Basen nach Brönsted!

- Säuren sind Protonendonatoren (Protonen abgeben)
- Basen sind Protonenakzeptoren (Protonen aufnehmen)

146. Was sind Korrespondierende Säure-Base-Paare?

- Zwei Teilchen, die durch Abgabe oder Aufnahme von Protonen miteinander reagieren.

147. Grundformeln p_H -Wert / p_{OH} -Wert

$$p_H = -\lg [H_3O^+] \quad \Rightarrow \quad \text{Säure}$$

$$p_{OH} = -\lg [OH^-] \quad \Rightarrow \quad \text{Lauge}$$

$$p_H + p_{OH} = 14$$

In neutralen Lösungen gilt:

$$p_H = 7$$

In sauren Lösungen:

$$p_H < 7$$

In basischen Lösungen:

$$p_H > 7$$

148. Was ist ein Maß für Säure- oder Basenstärke?

- pK_S - und pK_B -Werte. Je dissoziierter die Säure oder Base ist, desto stärker ist sie

149. Grundformeln pK_S - und pK_B -Wert

$$pK_S = -\lg K_S$$

$$pK_B = -\lg K_B$$

$$pK_S + pK_B = 14 = pK_W$$

$$pK_W = -\lg K_W$$

150. Welche Hybridisierung haben die Kohlenstoffatome in Ethen, Ethin und Ethan?

- Ethen s-p-2
- Ethin s-p
- Ethan s-p-3