

Aufgabensammlung Allgemeine Chemie – Atombau · Isotope · Elektronenkonfiguration · Periodensystem · Elektronegativität · Bindungstypen · Mol und Stoffmenge

Block 1: Grundlagen des Atombaus

1. Beschreiben Sie den Aufbau eines Atoms. Welche drei Elementarteilchen kommen vor, wo befinden sie sich, und welche Ladung bzw. Masse tragen sie jeweils?
2. Wie ist die Ordnungszahl Z eines Elements definiert? Was sagt sie über ein neutrales Atom aus?
3. Was ist die Massenzahl A , und wie berechnet sie sich aus Protonen- und Neutronenzahl?
4. Bestimmen Sie jeweils die Anzahl von Protonen, Neutronen und Elektronen für folgende Atome: ^{12}C , ^{16}O , ^{23}Na , ^{27}Al , ^{56}Fe , ^{197}Au .
5. Welche Aussage über den Atomkern ist richtig?
 - A) Der Atomkern enthält Protonen und Elektronen.
 - B) Der Atomkern macht den größten Teil des Atomvolumens aus.
 - C) Der Atomkern enthält Protonen und Neutronen und ist im Vergleich zur Atomhülle extrem klein.
 - D) Der Atomkern trägt eine negative Gesamtladung.
6. Was bestimmt maßgeblich die Masse eines Atoms?
 - A) Die Elektronen in der Hülle.
 - B) Die Protonen allein.
 - C) Protonen und Neutronen im Kern gemeinsam.
 - D) Die Neutronen allein, da Protonen masselos sind.
7. Welcher Teil des Atoms macht den überwiegenden Teil des Atomradius aus? Geben Sie typische Größenordnungen für Atomradius und Kernradius an (in pm bzw. fm).
8. Was sind Valenzelektronen, und wo befinden sie sich im Atom? Welche Rolle spielen sie in der Chemie?
9. Erläutern Sie den Unterschied zwischen Atomradius, Ionenradius und kovalentem Radius. Welche Tendenz ergibt sich beim Übergang vom neutralen Atom zum Kation bzw. zum Anion?
10. Was versteht man unter der relativen Atommasse A_r , und auf welche Bezugsgröße wird sie bezogen?

Block 2: Isotope

11. Definieren Sie den Begriff Isotop. Was haben Isotope desselben Elements gemeinsam, und worin unterscheiden sie sich?
12. Welche Aussage über ^{35}Cl und ^{37}Cl ist korrekt?
 - A) Sie haben verschiedene Ordnungszahlen und daher verschiedene chemische Eigenschaften.
 - B) Beide haben $Z = 17$, unterscheiden sich aber in der Neutronenzahl (18 bzw. 20).
 - C) Sie haben die gleiche Massenzahl, aber verschiedene Protonenzahlen.
 - D) ^{37}Cl kommt in der Natur nicht vor.
13. Die relative Atommasse eines Elements ist:
 - A) Immer identisch mit der Massenzahl des häufigsten Isotops.
 - B) Der gewichtete Mittelwert aller natürlich vorkommenden Isotope.
 - C) Immer eine ganze Zahl.
 - D) Die Masse eines einzelnen Atoms in Gramm.
14. Chlor kommt in der Natur als Gemisch aus ^{35}Cl (75,77 %) und ^{37}Cl (24,23 %) vor. Berechnen Sie die mittlere relative Atommasse von Chlor.
15. Bor besteht aus ^{10}B (19,9 %) und ^{11}B (80,1 %). Berechnen Sie die mittlere relative Atommasse von Bor.
16. Berechnen Sie die Anzahl von Protonen, Neutronen und Elektronen in folgenden Nukliden: ^1H , ^2H (Deuterium), ^3H (Tritium), ^{18}O , ^{238}U .
17. Was ist die Massenzahl von ^{238}U ? A) 92 B) 146 C) 238 D) 330
18. Wie viele Neutronen besitzen folgende Atome: ^{27}Al , $^{56}\text{Fe}^{3+}$, ^{63}Cu , $^{197}\text{Au}^+$, $^{208}\text{Pb}^{4+}$?
19. Erläutern Sie, warum das Gesetz der konstanten Proportionen trotz natürlich vorkommender Isotopengemische (z.B. ^{35}Cl und ^{37}Cl) näherungsweise gilt.
20. Berechnen Sie die absolute Masse eines einzelnen ^{12}C -Atoms. Gegeben: $M(\text{C}) = 12,000 \text{ g/mol}$, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
21. Berechnen Sie die absolute Masse eines Eisenatoms: $A_r(\text{Fe}) = 55,845 \text{ g/mol}$, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
22. Berechnen Sie die absolute Masse eines Chloratoms: $A_r(\text{Cl}) = 35,453 \text{ g/mol}$, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Block 3: Elektronenkonfiguration, Pauli-Prinzip und Hund'sche Regel

23. Erläutern Sie das Pauli-Prinzip. Welche maximale Elektronenzahl ergibt sich daraus für ein einzelnes Orbital?
24. Was besagt die Hund'sche Regel bei der Besetzung energiegleicher (entarteter) Orbitale? Geben Sie ein konkretes Beispiel.
25. Was versteht man unter der Elektronenkonfiguration eines Atoms? Geben Sie die vollständige Elektronenkonfiguration von Schwefel ($Z = 16$) an.
26. Geben Sie die vollständige Elektronenkonfiguration folgender Atome an: H ($Z=1$), C ($Z=6$), N ($Z=7$), O ($Z=8$), Na ($Z=11$), Cl ($Z=17$), Ca ($Z=20$), Fe ($Z=26$).

27. Welche Elektronenkonfiguration hat Schwefel ($Z = 16$)?
- A) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
 B) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
 C) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 D) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^4$
28. Welche Elektronenkonfiguration hat Chrom ($Z = 24$)?
- A) $[\text{Ar}] 3d^4 4s^2$
 B) $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$
 C) $[\text{Ar}] 3d^6$
 D) $[\text{Ar}] 3d^3 4s^2 4p^1$
29. Erklären Sie, warum Chrom die Konfiguration $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$ statt $[\text{Ar}] 3d^4 4s^2$ besitzt. Welches allgemeine Prinzip steckt dahinter?
30. Wie viele ungepaarte Elektronen besitzen folgende Atome im Grundzustand: N, O, Fe, Cr?
31. Geben Sie in Kurzschreibweise (mit vorangehendem Edalgassymbol in eckigen Klammern) die Elektronenkonfiguration an für: K ($Z=19$), Cu ($Z=29$), Br ($Z=35$), I ($Z=53$), Pb ($Z=82$).
32. Geben Sie die Elektronenkonfiguration von Fe^{2+} und Fe^{3+} an. Welche Elektronen werden bei der Ionisierung von Eisen zuerst abgegeben, und warum?
33. Wie viele Valenzelektronen hat Phosphor ($Z = 15$)? A) 3 B) 5 C) 6 D) 15
34. Was sind Valenzelektronen bei Hauptgruppenelementen, und wie hängt ihre Anzahl mit der Gruppennummer zusammen?
35. Wie viele Orbitale gibt es in der 3d-Unterschale, und wie viele Elektronen können dort maximal untergebracht werden?
36. Wie viele Elektronen können maximal in der dritten Schale ($n = 3$) insgesamt untergebracht werden? Begründen Sie mit der Formel $2n^2$.

Block 4: Periodensystem der Elemente

37. Erläutern Sie den Aufbau des Periodensystems: Was wird in Perioden und was in Gruppen zusammengefasst? Was verbindet Elemente einer Gruppe chemisch miteinander?
38. Wie unterscheiden sich Haupt- und Nebengruppen im PSE hinsichtlich der Valenzelektronen und der besetzten Orbitaltypen?
39. Wie verändert sich der Atomradius innerhalb einer Periode von links nach rechts?
- A) Er nimmt zu, weil mehr Elektronen vorhanden sind.
 B) Er nimmt ab, weil die Kernladung zunimmt und die Elektronen stärker angezogen werden.
 C) Er bleibt konstant innerhalb einer Periode.
 D) Er nimmt erst zu, dann ab.
40. Wie verändert sich der Atomradius innerhalb einer Gruppe von oben nach unten?
41. Ordnen Sie die folgenden Elemente nach zunehmendem Atomradius: Na, Mg, Al, K, Cl.
42. Welche Aussage zur Ionisierungsenergie ist richtig?
- A) Sie nimmt in einer Periode von links nach rechts ab.
 B) Sie ist die Energie, die nötig ist, um ein Elektron aus einem neutralen Atom zu entfernen, und nimmt in einer Periode von links nach rechts zu.
 C) Sie ist für Edelgase am niedrigsten.
 D) Sie nimmt in einer Gruppe von oben nach unten zu.
43. Was versteht man unter Elektronenaffinität, und in welchem Bereich des PSE ist sie generell am größten?
44. Warum sind Edelgase chemisch weitgehend inert? Begründen Sie anhand ihrer Elektronenkonfiguration.
45. Ordnen Sie die folgenden Elemente den Kategorien Metall, Halbmetall und Nichtmetall zu: Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar.
46. Erläutern Sie den Unterschied zwischen s-Block, p-Block, d-Block und f-Block im Periodensystem und nennen Sie je zwei Beispielelemente.

Block 5: Elektronegativität und Bindungspolarität

47. Was versteht man unter der Elektronegativität (EN) eines Elements? Welche Skala wird am häufigsten verwendet, und welches Element hat den höchsten EN-Wert?
48. Wie verändert sich die Elektronegativität im Periodensystem?
- A) Sie nimmt in einer Periode von links nach rechts ab und in einer Gruppe von oben nach unten zu.
 B) Sie nimmt in einer Periode von links nach rechts zu und in einer Gruppe von oben nach unten ab.
 C) Sie ist innerhalb einer Periode konstant.
 D) Sie nimmt sowohl in Perioden als auch in Gruppen von oben nach unten zu.
49. Charakterisieren Sie die Bindung Na–Cl anhand der EN-Differenz. Handelt es sich um eine ionische oder kovalente Bindung?
50. Ordnen Sie die Bindung C–O ein: polare kovalente Bindung oder Ionenbindung? Weisen Sie die Ladungsschwerpunkte δ^+ und δ^- zu.
51. Ist die O–F-Bindung polar? Begründen Sie und geben Sie an, wo δ^- liegt.

52. Charakterisieren Sie die O–H-Bindung hinsichtlich ihrer Polarität und erläutern Sie, warum sie für die Eigenschaften von Wasser entscheidend ist.
53. Ist die C–C-Bindung polar oder unpolar? Begründen Sie Ihre Antwort.
54. Vergleichen Sie C–H und C–S hinsichtlich ihrer Polarität. Geben Sie jeweils die Ladungsschwerpunkte δ^+ und δ^- an.
55. Charakterisieren Sie alle folgenden Bindungen anhand der EN-Differenz als unpolar kovalent, polar kovalent oder ionisch und geben Sie bei polaren kovalenten Bindungen δ^+ und δ^- an: Na–Cl, C–O, C–H, C–C, O–H, O–F, C–S, Cu–Cu.
56. Welcher Bindungstyp liegt bei MgO vor?
- A) Unpolare Kovalenzbindung
 B) Polare Kovalenzbindung
 C) Ionenbindung
 D) Metallische Bindung
57. Erläutern Sie den Unterschied zwischen Ionenbindung, polarer Kovalenzbindung und unpolarer Kovalenzbindung mit konkreten Beispielen und typischen EN-Differenzwerten.

Block 6: Bindungstypen, Lewis-Formeln und Valenz

58. Was ist eine Elektronenformel (Lewis-Formel)? Zeichnen Sie die Elektronenformel von H_2O und kennzeichnen Sie freie Elektronenpaare.
59. Was ist eine Konstitutionsformel, und worin unterscheidet sie sich von der Molekülformel?
60. Was versteht man unter der Oktettregel? Bei welchen Elementen stößt sie auf Grenzen, und warum?
61. Erklären Sie am Beispiel Cu–Cu: Welcher Bindungstyp liegt vor, und warum ist das EN-Konzept hier nicht anwendbar?
62. Was ist die stöchiometrische Wertigkeit? Bestimmen Sie die Wertigkeit von Schwefel in H_2S und in SF_6 .
63. Bestimmen Sie die stöchiometrischen Wertigkeiten aller Elemente in $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
64. Bestimmen Sie die stöchiometrischen Wertigkeiten der metallischen Elemente und der Atomgruppen in folgenden Substanzformeln: NaCl, K_2SO_4 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, BaCO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$.
65. Welcher Bindungstyp liegt in einem Metall wie Kupfer vor?
- A) Ionenbindung, da Kupfer Elektronen abgibt.
 B) Unpolare Kovalenzbindung zwischen benachbarten Kupferatomen.
 C) Metallische Bindung mit delokalisierten Elektronen im Elektronengas.
 D) Polare Kovalenzbindung, da Kupfer eine hohe Elektronegativität hat.

Block 7: Mol, Stoffmenge und Molare Masse

66. Definieren Sie die Stoffmenge n und die Einheit Mol. Was ist die Avogadro-Konstante, und welchen Wert hat sie?
67. Wie lautet die Definitionsgleichung der molaren Masse M ? Geben Sie die Einheit an.
68. Wie viele Teilchen sind in 2 mol einer beliebigen Substanz enthalten?
- A) $6,022 \cdot 10^{23}$
 B) $1,204 \cdot 10^{24}$
 C) $3,011 \cdot 10^{23}$
 D) $2,000 \cdot 10^{23}$
69. Berechnen Sie die molare Masse von: H_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, Al_2O_3 , $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Atommassen: H = 1,008; O = 16,00; S = 32,06; Ca = 40,08; Al = 26,98; Cu = 63,55; P = 30,97.
70. Welche Masse hat 1 mol CO_2 ? Atommassen: C = 12,01; O = 16,00.
- A) 28,01 g/mol
 B) 44,01 g/mol
 C) 32,00 g/mol
 D) 56,02 g/mol
71. Berechnen Sie die Stoffmenge der Chloratome in 35,453 g molekularem Chlor (Cl_2). Gegeben: $A_r(\text{Cl}) = 35,453$.
72. Wie viele Cl_2 -Moleküle befinden sich in 35,453 g molekularem Chlor?
73. Berechnen Sie die Masse von 2 mol Ethanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$). Atommassen: C = 12,011; H = 1,008; O = 15,999.
74. Berechnen Sie die Masse von 3,0 mol Natriumchlorid (NaCl). Atommassen: Na = 22,99; Cl = 35,45.
75. Berechnen Sie die Stoffmenge n und die Anzahl der Moleküle in 98,0 g Schwefelsäure (H_2SO_4 , $M = 98,08$ g/mol).

Block 8: Rechenaufgaben zu Reaktionen und Konzentrationen

76. 40 g Cl_2 reagieren mit 1,008 g H_2 zu HCl. Berechnen Sie die entstehende Masse HCl und bestimmen Sie, welches Edukt im Überschuss vorliegt. Gegeben: $A_r(\text{Cl}) = 35,453$; $A_r(\text{H}) = 1,008$.
77. Berechnen Sie die molare Masse von Kupfersulfat-Pentahydrat ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$). Atommassen: Cu = 63,55; S = 32,06; O = 16,00; H = 1,008.
78. Wie viel Gramm Natriumcarbonat (Na_2CO_3 , $M = 105,99$ g/mol) müssen eingewogen werden, um 500 mL einer 0,1 mol/L Lösung herzustellen?

79. Wie viel Gramm Calciumcarbonat (CaCO_3 , $M = 100,09 \text{ g/mol}$) müssen eingewogen werden, um 250 mL einer 0,5 mol/L Lösung herzustellen?
80. Eine Lösung ist mit 2 M NaOH beschriftet. Was bedeutet das?
- A) 2 g NaOH sind in 1 L Lösung gelöst.
B) 2 mol NaOH sind in 1 L Lösung gelöst, entspricht einer Stoffmengenkonzentration von 2 mol/L.
C) 2 mol NaOH sind in 100 mL Wasser gelöst.
D) Die Lösung enthält 2 % NaOH nach Masse.
81. Welche Stoffmengenkonzentration besitzt eine 6 N Salzsäure? Begründen Sie anhand der Äquivalentzahl von HCl.
82. Welche Äquivalentmengenkonzentration besitzt eine 2 M Kalilauge (KOH)?
83. Welche Stoffmengenkonzentration besitzt eine 2 N Schwefelsäure (H_2SO_4)? Begründen Sie anhand der Äquivalentzahl.
84. Bei der Reaktion $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$: Berechnen Sie die Massen aller Edukte und Produkte, wenn 2,0 mol CuO umgesetzt werden. Atommassen: Cu = 63,55; O = 16,00; H = 1,008.
85. Bei der Reaktion $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$: Berechnen Sie, wie viel Gramm Eisen aus 160,0 g Fe_2O_3 entstehen. Atommassen: Fe = 55,85; O = 16,00.
86. Berechnen Sie die Stoffmenge und die Anzahl der Atome in 64,0 g Schwefel ($A_r = 32,06$). Wie viele S_8 -Moleküle sind das, wenn Schwefel als S_8 vorliegt?
87. Sie haben 960 g Schwefel ($A_r = 32,00$). Berechnen Sie die Stoffmenge $n(\text{S})$ sowie die Anzahl der Schwefelatome in dieser Probe.
88. Vier Mol CO_2 nehmen im Normzustand ein Volumen von 89,6 L ein. Berechnen Sie das molare Volumen V_m des Kohlendioxids.
89. Leiten Sie aus dem idealen Gasgesetz ($pV = nRT$) eine Formel zur Berechnung der molaren Masse M einer gasförmigen Substanz her.
90. Berechnen Sie die relative Äquivalentmasse der Phosphorsäure H_3PO_4 ($M = 98,00 \text{ g/mol}$) bei vollständiger Dissoziation. Begründen Sie die verwendete Äquivalentzahl.