

Aufgaben zum Atombau und zum Periodensystem der Elemente

Die meisten der Aufgaben sind ehemalige Klassenarbeitsfragen für Chemielaboranten (1. Lehrjahr).

1. Atombau, Isotope, Elementbegriff, Rechenaufgaben rund um die Avogadrokonstante und die molare Masse

1.1 Geben Sie die mittlere Atommasse eines Sauerstoffatoms in atomaren Masseneinheiten (u) an und berechnen Sie daraus die absolute Atommasse in g. (Hinweis: 1 u entspricht $1,66054 \cdot 10^{-27}$ kg)

1.2 In einem Experiment wurde die Masse einer Atomsorte auf $m = 3,2707 \cdot 10^{-25}$ kg bestimmt. (Hinweis: 1 u entspricht $1,66054 \cdot 10^{-27}$ kg)

- Geben Sie die Atommasse in atomaren Masseneinheiten an und identifizieren Sie die Atomsorte.
- Geben Sie die jeweilige Anzahl der Protonen, Neutronen und Elektronen der Atomsorte an.

1.3 Berechnen Sie den Massenunterschied von einem Molekül schweren Wassers D_2O ($D = {}^2H$) im Vgl. zu einem Molekül leichten Wassers H_2O . Geben Sie das Ergebnis in Mikrogramm an. Hinweis: $1 \mu g = 10^{-6}$ g (1 Millionstel Gramm). 1 u entspricht $1,66054 \cdot 10^{-27}$ kg

1.4 Berechnen Sie die Molekülmasse der Verbindung H_2O_2 . Geben Sie in atomaren Masseneinheiten und in g an. 1 u entspricht $1,66054 \cdot 10^{-27}$ kg

1.5 Das Element Lithium besteht aus 2 Isotopen. Ein Isotop besitzt die Atommasse 6 u, das andere die Atommasse 7 u. In welchem prozentualen Verhältnis kommen die beiden Isotope im natürlichen Lithium vor (mittlere Atommasse: 6,94 u)?

1.6 Berechnen Sie die durchschnittliche Atommasse der beiden Elemente anhand der unten stehenden Angaben:

	Atommasse (in u)	Anteil (in %)
a) Kohlenstoff	12	98,9
	13	1,1
b) Uran	234	0,006
	235	0,72
	238	99,27

1.7 Berechnen Sie die prozentualen Anteile von Antimon-121 (${}^{121}Sb$) und Antimon-123 (${}^{123}Sb$), wenn man von einer mittleren Atommasse von 121,85 u ausgeht.

1.8 500 Atome eines Elements wiegen zusammen $6,9578 \cdot 10^{-20}$ g. Bestimmen Sie mithilfe der im PSE aufgelisteten Atommassen um welches Element es sich handelt! Hinweis: 1 u entspricht $1,66056 \cdot 10^{-27}$ kg.

1.9 In einem Experiment wurde die Masse von $2,5 \cdot 10^{24}$ Atomen einer Atomart auf $m=347,8746$ g bestimmt. Um welche Atomart handelt es sich? (1 u entspricht $1,66053886 \cdot 10^{-27}$ kg)

1.10 Erklären Sie das Prinzip der Radiokohlenstoffdatierung (${}^{14}C$ -Datierung).

1.11 Tellur hat eine höhere Atommasse als Iod, trotzdem besitzt es eine kleinere Ordnungszahl als Iod und steht im PSE weiter links. Erklären Sie diesen Sachverhalt.

1.12 Vom Element Strontium gibt es vier stabile Isotope mit folgenden Häufigkeiten

$${}^{84}Sr: 0,56 \% \quad {}^{86}Sr: 9,86\% \quad {}^{87}Sr: 7,00\% \quad {}^{88}Sr: 82,58\%$$

- Erklären Sie den Begriff *Isotop* am Beispiel der oben genannten Sr-Isotope und zeigen Sie Unterschiede und Gemeinsamkeiten im Atombau auf.
- Berechnen Sie die zu erwartende mittlere molare Masse des Elements auf 3 Nachkommastellen genau.
- Berechnen Sie die Masse von 900 Billionen Strontiumatomen in Gramm und in Nanogramm (Milliardstel Gramm). Gehen Sie dabei von der mittleren Molaren Masse von Sr in Ihrem PSE aus. Hinweis: 1 Billiarde = 1000 Billionen, 1 Billion = 1000 Milliarden

2. Atombau als Ganzes, Elektronenkonfiguration und periodische Eigenschaften im PSE

2.1 Nennen Sie die wesentlichen Schlussfolgerungen, die RUTHERFORD aus seinem Streuversuch gewinnen konnte.

2.2 Ein Chlor-Atom (^{36}Cl) kann 1 Elektron in seine Elektronenhülle aufnehmen und liegt dann negativ geladen vor: $^{36}\text{Cl}^-$. Gehört es damit eigentlich zum selben Element wie ein Argon-Atom (^{36}Ar)? Begründen Sie!

2.3 Beschreiben Sie vollständig die Verteilung der drei im Unterricht besprochenen Elementarteilchen in folgenden Atomen (Anzahl, Aufenthaltsort, Schalenummer etc).

a) Neon (^{20}Ne) b) Zink (^{66}Zn) c) Calciumionen Ca^{2+} d) Gallium-Ionen Ga^{2+} e) Oxid-Ionen O^{2-}

2.4 Feuerwerksraketen mit grünem Schweif enthalten neben Schwarzpulver auch Bariumverbindungen. Erklären Sie welche Aufgabe beiden Stoffen für die Bildung des grünen Schweifs zukommt. Wie kommt die grüne Farbe zustande (incl. ordentlicher Skizze)?

2.5 Scandium ist das erste Übergangsmetall, d.h. das erste Metall der Nebengruppe. Es wird den „Metallen der seltenen Erden“ zugeordnet, weil es sich nur in seltenen Mineralien findet.

- Erklären Sie kurz den Bau eines Atoms Scandiums (Sc) im Lichte des Atommodells von NILS BOHR. (Besetzung der Schalen, Nukleonenzahlen, Massenverteilung im Atom).
- Welche Ladung kommt Scandium in Verbindungen am ehesten zu, Sc^{1+} , Sc^{2+} , Sc^{3+} , Sc^{4+} , Sc^{1-} , Sc^{2-} , Sc^{3-} oder Sc^{4-} ? Begründen Sie stichwortartig Ihre Entscheidung.

2.6 Ordnen Sie die Werte für Ionisierungsenergien IE= 21,56; 24,58; 10,75; 14,00; 15,76; 12,13 eV den 6 Edelgasen bzw. ihren Elementsymbolen zu. Begründen Sie ihre Zuordnung.

2.7 Die 1. IE des Berylliums (Be) beträgt 0,9 MJ/mol, die 2. IE des Be beträgt etwas mehr, nämlich 2. IE = 1,8 MJ/mol Die dritte IE des Be ist sehr viel höher und beträgt 14,8 MJ/mol.

- Definieren Sie in 1-2 Sätzen den Begriff Ionisierungsenergie (IE).
- Erklären Sie diese energetische Abstufung in wenigen Sätzen.

2.8 PSE

- Nach welchem streng gültigen Kriterium sind die Elemente im Periodensystem der Elemente angeordnet?
- Wie kommt die Unterscheidung in „Nebengruppenelemente“ und „Hauptgruppenelemente“ zustande. Erklären Sie an selbst gewählten Beispielen.
- Ordnen Sie diese Elemente nach steigender 1. Ionisierungsenergie: Ar, Ca, Cs, Fr, Ne und begründen Sie ihre Anordnung ausführlich.

2.9 a) Notieren Sie die Elektronenkonfiguration oder das Teilchen (Atom/Ion) an

I) Na^+ II) Zn III) $35 \text{ p}^+, 36 \text{ e}^-, 79 \text{ n}^0$ IV) $26 \text{ p}^+, 23 \text{ e}^-, 56 \text{ n}^0$

- Erläutern Sie kurz den Begriff Lanthanoidenkontraktion.
- Wie verändert sich die Ionisierungsenergie von oben nach unten und von links nach rechts im PSE? Begründen Sie!

2.10 a) Lithiumsalze zeigen eine rote Flammenfärbung. Begründen Sie mithilfe des Bohrschen Atommodells! Gehen Sie auch darauf ein, weshalb die Farbe gerade rot ist (und nicht etwa weiß oder grün).

b) 2,5 mol einer zweiatomigen Elementmodifikation (X_2) wiegen 70 g. Notieren Sie die Summenformel der gesuchten Elementmodifikation (incl. Rechenweg).

Lösungen ohne Gewähr

Hinweis: Alle Lösungen ohne Gewähr. Ich bin Ihnen dankbar, wenn Sie mich formlos per e-Mail auf Fehler aufmerksam machen.

1.1

$$m(\text{O-Atom}) = 15,9994 \text{ u}$$

Dreisatz:

Dreisatz (Schlussrechnung):

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ u} & \hat{=} & 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \\ 15,9994 \text{ u} & \hat{=} & x \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{rcl} 1 \text{ u} & \hat{=} & 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \\ 15,9994 \text{ u} & \hat{=} & x \end{array}} \right\} \begin{array}{l} x = 2,65676 \cdot 10^{-26} \text{ kg} = \\ 2,65676 \cdot 10^{-26} \cdot 1000 \text{g} = \\ 2,65676 \cdot 10^{-23} \text{ g} \end{array}$$

1.2

a) Dreisatz (Schlussrechnung):

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ u} & \hat{=} & 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \\ x & \hat{=} & 3,2707 \cdot 10^{-25} \text{ kg} \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{rcl} 1 \text{ u} & \hat{=} & 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \\ x & \hat{=} & 3,2707 \cdot 10^{-25} \text{ kg} \end{array}} \right\} x = 196,97 \text{ u} \Rightarrow \text{Vgl. mit PSE} \Rightarrow \text{Au (Gold)}$$

b) Protonenzahl: 79, Elektronenzahl des neutralen Atoms: 79, mittlere Anzahl an Neutronen laut unseren Regeln $196,96655 - 79 \approx 118$. Ergänzende Anmerkung; Gold ist ein **Reinelement**, d.h. es kommt in der Natur nur in Form eines Isotops vor, nämlich Gold-118. **Mischelemente** werden hingegen Elemente genannt, von denen es mehrere natürlich vorkommende Isotope gibt. Im Labor/Forschungseinrichtung kann man jedem Element verschiedene Isotope künstlich herstellen, diese sind aber häufig radioaktiv, neigen also zum Zerfall und sind damit kurzlebig. In der Natur gibt es diese Isotope nicht.

1.3

$$\text{Molekülmasse von D}_2\text{O: } 2 \text{ u} + 2 \text{ u} + 16 \text{ u} = 20 \text{ u}$$

$$\text{Molekülmasse von H}_2\text{O: } 1 \text{ u} + 1 \text{ u} + 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$$

Der Massenunterschied beträgt also 2 u. Das sind $2 \cdot 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \approx 3,32108 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

Umrechnung in Mikrogramm:

$$3,32108 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 3,32108 \cdot 10^{-27} \cdot 1000 \text{g} = 3,32108 \cdot 10^{-27} \cdot 1000 \text{ g} = 3,32108 \cdot 10^{-27} \cdot 1000 \cdot 10^6 \mu\text{g} = 3,32108 \cdot 10^{-18} \mu\text{g}$$

1.4

$$\text{Molekülmasse von H}_2\text{O}_2: 1 \text{ u} + 1 \text{ u} + 16 \text{ u} + 16 \text{ u} = 34 \text{ u}$$

$$\text{Das sind } 34 \cdot 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \approx 5,6458 \cdot 10^{-26} \text{ kg} \approx 5,6458 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

1.5

Die Häufigkeit beider Isotope zusammen ergänzt sich zu 100%. Es gilt also folgende Formel:

$$x + y = 100\%$$

Die mittlere (durchschnittliche) Atommasse ergibt sich aus den Atommassen beider Isotope gewichtet mit ihrer

jeweiligen Häufigkeiten (x und y): $6,94u = \frac{x \cdot 6u + y \cdot 7u}{100\%}$. x ist dabei die prozentuale Häufigkeit des Isotops mit der

Masse 6u, y ist die prozentuale Häufigkeit des Elements mit der Masse 7u.

Es gelten also 2 Gleichungen mit jeweils 2 Unbekannten (x und y): Es gibt verschiedene Möglichkeiten ein solches Gleichungssystem zu lösen. Eine Möglichkeit ist das so genannte Einsetzungsverfahren:

Eine der beiden Gleichungen wird nach einer Unbekannten aufgelöst: $\Rightarrow y = 100\% - x$

Anschließend wird in der anderen Gleichung die Unbekannte durch den passenden Term ersetzt. y wird also durch $100\% - x$ ersetzt:

$$\Rightarrow 6,94u = \frac{x \cdot 6u + (100\% - x) \cdot 7u}{100\%} \Rightarrow 694\%u = x \cdot 6u + 700\%u - x \cdot 7u \Rightarrow 694\%u - 700\%u = x \cdot 6u - x \cdot 7u \Rightarrow$$

$$-6\%u = -1x \cdot u \Rightarrow -6\% = -1x \Rightarrow 6\% = x.$$

Der Prozentuale Anteil des ${}^6\text{Li}$ beträgt demnach $x = 6\%$. Da sich beide Anteile zu 100% ergänzen müssen, muss der prozentuale Anteil von ${}^7\text{Li}$ damit $y = 94\%$ betragen.

1.6

Kohlenstoff:

$$m(C) = \frac{98,9\% \cdot 12u + 1,1\% \cdot 13u}{100\%} \approx 12,01u$$

Uran

$$m(U) = \frac{0,006\% \cdot 234u + 0,72\% \cdot 235u + 99,27\% \cdot 238u}{100\%} \approx 237,97u$$

1.7

Rechenweg der selbe wie bei 1.5

Es gelten die Gleichungen: $x+y = 100\%$ und $121,85u = \frac{x \cdot 121u + y \cdot 123u}{100\%}$

Lösen des Gleichungssystems: Häufigkeit des ${}^{121}\text{Sb}$: $x = 57,5\%$ Häufigkeit des ${}^{123}\text{Sb}$: $y = 42,5\%$

Ergänzender Hinweis: Die tatsächliche Häufigkeit der beiden Isotope und auch die mittlere Atommasse weicht in der Realität leicht ab. Der Grund für diese Abweichung liegt unter anderem darin, dass wir angenommen haben ${}^{121}\text{Sb}$ wiege genau 121 u und ${}^{123}\text{Sb}$ wiege genau 123 u. Das ist aber nicht der Fall.

1.8

$$6,9578 \cdot 10^{-20} \text{ g} = 6,9578 \cdot 10^{-23} \text{ kg}$$

a) Dreisatz (Schlussrechnung):

1 u	\approx	$1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	}	x = 19696 u (Masse von 500 Atomen). \Rightarrow 1 Atom wiegt damit $m \approx 39,4 \text{ u} \Rightarrow$ Vgl. mit PSE \Rightarrow Ar (Argon)
x	\approx	$3,2707 \cdot 10^{-23} \text{ kg}$		

a) Dreisatz (Schlussrechnung):

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ u} & \hat{=} & 1,66053886 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \\ x & \hat{=} & 0,3478746 \text{ kg} \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1 \text{ u} \\ x \end{array}} \right\} \begin{array}{l} x = 2,09495 \cdot 10^{26} \text{ (Masse von } 2,5 \cdot 10^{24} \\ \text{Atomen)} \Rightarrow 1 \text{ Atom wiegt damit } m \approx 83,8 \text{ u} \\ \Rightarrow \text{Vgl. mit PSE} \Rightarrow \text{Kr (Krypton)} \end{array}$$

Solange Lebewesen (Bakterien, Pflanzen, Tiere) leben, stehen sie im Stoffaustausch mit ihrer Umgebung. Dabei nehmen sie auch kohlenstoffhaltige Verbindungen auf und bauen sie in ihren Organismus ein. Eine Pflanze nimmt CO_2 auf und baut den darin enthaltenen Kohlenstoff zu organischen Verbindungen wie z.B. Zucker oder Zellulose um. Da sich das nicht-radioaktive ^{12}C -Isotop und das radioaktive ^{14}C -Isotop in ihrem chemischen Reaktionsverhalten nicht unterscheiden, wird in die organischen Verbindungen C^{12} und ^{14}C gleichberechtigt eingebaut. Die Häufigkeit von ^{14}C in diesen organischen Verbindungen entspricht der Häufigkeit mit der ^{14}C in der unbelebten Umwelt (z.B. in Form von $^{14}\text{CO}_2$) vorkommt. Auch in Tieren, die organische Stoffe der Pflanze direkt oder indirekt über die Nahrung aufnehmen, findet sich in den organischen Verbindungen ein Anteil an ^{14}C . Zwar zerfällt ^{14}C mit einer bestimmten Halbwertszeit, aber es wird mit der Nahrung (bei Pflanzen CO_2) auch neues ^{14}C aufgenommen. Trotz des ständig stattfindenden radioaktiven Zerfalls, gibt es also einen konstanten ^{14}C -Anteil in lebenden Organismen. Erst wenn das Lebewesen stirbt, nimmt es kein neues ^{14}C mehr auf. Ab diesem Zeitpunkt kommt es zu einem Netto-Abbau an ^{14}C im toten organischen Material durch radioaktiven Zerfall. Je länger das Lebewesen tot ist, desto geringer ist der noch vorhandene Restanteil an ^{14}C . Der Restanteil an ^{14}C lässt sich z.B. über eine genaue Radioaktivitätsmessung feststellen und daraus das Alter des organischen Materials berechnen. Der zeitliche Anwendungsbereich liegt zwischen 300 und etwa 60.000 Jahren. Noch ältere Fossilien lassen sich nicht datieren, da der ^{14}C -Anteil zu gering ist, um sicher detektiert zu werden.

Die Elemente sind eben nicht nach Atommasse sortiert, sondern nach ihrer Protonenzahl (Ordnungszahl). In der Regel führt eine höhere Protonenzahl auch zu einer größeren Zahl an Neutronen im Kern, nur so entstehen stabile (d.h. nicht-radioaktive) Atome. So steigt in der Regel mit größer werdender Protonenzahl auch die Atommasse. Es gibt aber Fälle, wo trotz höherer Protonenzahl nur weniger Neutronen benötigt werden um einen stabilen Kern zu bilden. Insgesamt ist das Atom dann trotz höherer Protonenzahl als das Nachbarlement insgesamt leichter. Solche Ausnahmen finden sich von Tellur hin zu Iod oder von Cobalt (Co) hin zu Nickel (Ni).

und unterschiedliche Masse unterscheiden. Die Isotope eines Elements besitzen allerdings dieselbe Protonen- und Elektronenzahl. So besitzen alle Sr-Isotope die Protonenzahl 38 und im neutralen Zustand die Elektronenzahl 38. ^{84}Sr besitzt 46 n^0 , ^{86}Sr 48 n^0 , ^{87}Sr 49 n^0 und ^{88}Sr 50 n^0 .

$$\text{b) } \frac{0,56\% \cdot 84u + 9,86 \cdot 86u + 7,00 \cdot 87u + 82,58 \cdot 88u}{100} \approx 87,710u \approx 87,710 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{c) } n(\text{Sr}) = \frac{N(\text{Sr})}{N_A} = \frac{900 \cdot 1000 \cdot 10^9}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} \approx 1,49452 \cdot 10^{-9} \text{ mol}$$

$$m(\text{Sr}) = 1,49452 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot 87,62 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \approx 1,309 \cdot 10^{-7} \text{ g} \approx 130,9 \cdot 10^{-9} \text{ g} \approx 130,9 \text{ ng}$$

Da die meisten α -Teilchen ungehindert durch die Goldfolie fliegen, muss der größte Teil des Atoms aus einer wenig dichten Hülle bestehen.

Die Ablenkung einiger weniger α -Teilchen zeigt, dass sie durch eine Atomstruktur von ihrer Flugbahn abgebracht wurden. Dies lässt sich durch die Abstoßung der positiv geladenen α -Teilchen beim unmittelbaren Vorbeiflug am ebenfalls positiv geladenen und massereichen Atomkern erklären. Da nur wenig α -Teilchen abgelenkt wurden, muss der Atomkern im Vergleich zur Atomhülle relativ klein sein. Zwischen den Atomkernen muss es also große Freiräume geben.

2.2

Das Chloridion (Cl^-) hat folgende Anzahl an Elementarteilchen: 17 Protonen, 19 Neutronen und 18 Elektronen.

Das Argonatom hat folgende Anzahl an Elementarteilchen: 18 Protonen, 18 Neutronen, 18 Elektronen

Die beiden Atome unterscheiden sich in ihrer Protonenzahl. Da diese die Zugehörigkeit zu einem Element festlegt, handelt es sich beim Cl auch nach Aufnahme eines Elektron immer noch um ein Chloratom, diesmal jedoch negativ geladen (Ion). Die beiden Atome (^{36}Ar und $^{36}\text{Cl}^-$) haben zufällig die selbe Masse (36 u). Sie haben jedoch die gleiche Elektronenkonfiguration, bestehend aus 18 Elektronen: $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^8$. Sie besitzen beide eine stabile 8er-Schale an Außenelektronen und damit eine energiearme Elektronenkonfiguration. Dies führt zu einer chemischen Stabilität von Ar und Cl^- .

Ergänzender Hinweis: Wenn sie auch dieselbe Elektronenkonfiguration haben, so unterscheiden sich Ar und Cl^- doch auch in ihren chemischen Eigenschaften, d.h. in ihrem Reaktionsverhalten. Die Energien der Schalen unterscheiden sich bei beiden Atomen untereinander. Die K-Schale des Ar und die K-Schale des Cl^- besitzen beispielsweise nicht dieselbe Energie. Das gilt auch für die L- und M-Schalen. Auf diese Unterschiede lässt sich das unterschiedliche Reaktionsverhalten zurückführen.

2.3

a) ^{20}Ne : 10 Protonen im Kern, 10 Neutronen im Kern, 10 Elektronen in der Hülle. Die Elektronenkonfiguration lautet: K^2L^8 , d.h. 2 Elektronen befinden sich auf der K-Schale und 8 Elektronen auf der L-Schale.

b) ^{66}Zn : Im Kern: 30 p^+ und 36 n^0 . Elektronenkonfiguration der Hülle (insgesamt 30 e^-): $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^{18}\text{N}^2$

c) Ca^{2+} : Im Kern: 20 p^+ und ca. 20 n^0 . Die Hülle besitze 2 Elektronen weniger als Protonen im Kern vorhanden sind, weil das Teilchen insgesamt zweifach positiv geladen ist. \Rightarrow 18 e^- . Elektronenkonfiguration: $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^8$

d) Ga^{2+} : Im Kern 31 Protonen und 38,7 Neutronen (im Mittel). In der Hülle 29 Elektronen. $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^{17}\text{N}^2$

e) O^{2-} : Kern: 8 p^+ , 8 n^0 , In der Elektronenhülle müssen sich 2 Elektronen mehr finden, als Protonen vorhanden sind, d.h. insgesamt 10 Elektronen. Konfiguration: K^2L^8

2.4.

Das Schwarzpulver ist Antriebsmittel und stellt die thermische Anregungsquelle dar, die die Flammenfärbung der Bariumverbindungen bewirkt. Für die Flammenfärbung: *siehe Unterrichtsunterlagen*.

2.5

a) Alle Sc-Atome, egal ob ionisch oder neutral vorliegend, besitzen 21 Protonen im Kern. Die Neutronenzahl beträgt $45 - 21 = 24$ Neutronen. Die Anwesenheit der Neutronen im Kern verhindert, dass dieser durch die Abstoßung der Protonen untereinander, zerfällt. Der Kern trägt nahezu die gesamte Masse des Atoms. Im neutralen Sc finden sich die gleiche Anzahl an Elektronen wie im Kern auch Protonen vorhanden sind, also auch 21. Sie verteilen sich auf die Schalen nach folgender Konfiguration: $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^9\text{N}^2$.

b) Damit Scandium eine 8er-Außerschale erreicht kann es 3 Elektronen abgeben. Bei dieser Ionisierung entsteht also Sc^{3+} . Die Elektronenkonfiguration lautet dann: $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^8$

2.6

Mit jeder Periode wird eine neue Außenschale neu besetzt. Von oben nach unten nimmt also die Atomgröße zu und die Außenschale ist immer weiter entfernt vom Kern. Es wird deshalb immer weniger Energie benötigt um ein Außenelektron zu entfernen. Die Ionisierungsenergie nimmt also von oben nach unten ab. Während für He, dem kleinsten Edelgasatom noch 24,58 eV aufzubringen sind, sind es beim Radon (Rn) gerade mal 10,75 eV. Bei Radon wird also wesentlich weniger Energie benötigt, um ein Elektron zu entfernen.

He: 24,58; Ne: 21,56 eV; Ar: 15,76 eV; Kr: 14,00 eV; Xe: 12,13 eV; Rn: 10,75 eV

2.7

a) Ionisierungsenergie ist die Energie die benötigt wird, um ein Elektron aus einem Atom vollständig zu entfernen.

b) Die Elektronenkonfiguration des Berylliums lautet K^2L^2 .

Die ersten beiden Elektronen lassen sich noch am leichtesten entfernen, weil sie diejenigen sind, die am weitesten vom Atomkern entfernt sind. Für die Entfernung des zweiten Elektrons ($Be^+ \rightarrow Be^{2+} + e^-$) wird allerdings mehr Energie benötigt als für die Entfernung des ersten Elektrons, obwohl sich beide Elektronen auf derselben Schale befinden. Der Grund ist, dass die gesamte Kernladung beim Be^+ auf nur noch 3 Elektronen wirkt, während bei Be die Kernladung auf insgesamt 4 Elektronen wirkt. Die 4 Protonen des Kerns üben auf die verbleibenden Elektronen eine stärkere Anziehungskraft aus. Schon aus diesem Grund wird für die Entfernung immer weiterer Elektronen immer mehr Energie benötigt, auch wenn die entfernten Elektronen alle auf derselben Schale sind.

Die Entfernung von Elektronen von kernnäheren Schalen wird deutlich mehr Energie aufgewendet werden. Dies kann man an dem deutlichen Sprung der Ionisierungsenergie von 1,8 MJ/mol auf 14,8 MJ/mol erkennen.

2.8

a) Die Elemente sind nach steigender Protonenzahl im Kern angeordnet, die deshalb auch Ordnungszahl genannt wird.

b) Bei Nebengruppenelementen werden weiter innen liegende Schalen mit Elektronen aufgefüllt. Bei Hauptgruppenelementen erfolgt die Auffüllung der äußersten Schale.

So besitzt Calcium (Ca) als Hauptgruppenelement die Konfiguration $K^2L^8M^8N^2$, Scandium (Sc) als Element mit der nächst höheren Ordnungszahl die Konfiguration $K^2L^8M^9N^2$. Das dazugekommene Elektron ist also in die 2-äußerste Schale eingebaut worden, also ist Sc ein Nebengruppenelement.

c) Die IE nimmt von links nach rechts zu. Grund: Von links nach rechts steigt die Kernladung, die die Elektronen stärker an sich zieht. Von unten nach oben nimmt die IE ab, da die Außenelektronen immer weiter vom Kern entfernt sind und deshalb nicht so stark von diesem angezogen werden. $Fr < Cs < Ca < Ar < Ne$

2.9

[fehlt noch]

2.10

b) Durch die heiße Gasbrennerflamme werden die Li^+ -Ionen energetisch angeregt: Elektronen gelangen durch Aufnahme thermischer Energie auf ein weiter außen liegende Schale. Die Anregungsenergie entspricht dem Energieunterschied zwischen der ursprünglichen Schale des Elektrons und der neuen Schale (ΔE). Beim Rücksprung des Elektrons gibt das Li^+ -Ion die Anregungsenergie in Form von Licht wieder ab. Die Anregungsenergie (ΔE) liegt in dem energetischen Bereich, der bei Licht roten Wellenlängen/Farben entspricht.

c) Die molare Masse von X_2 beträgt $M = m \cdot n - 1 = 70 \text{ g} \cdot (2,5 \text{ mol})^{-1} = 28 \text{ g/mol}$. Das heißt die molare Masse des Atoms X beträgt 14 g/mol, die Atommasse $m = 14 \text{ u}$. Es handelt sich also um Stickstoff (N).

