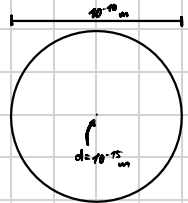


ÜS 1 - Atombau

Jede Materie und jeder Stoff ist letztlich aus Atomen aufgebaut, für welches über die Zeit immer bessere Atommodelle entwickelt wurden. Atome sind aus drei Elementarteilchen aufgebaut, den Protonen p^+ , den Elektronen e^- und den Neutronen n , wobei p^+ und n im Atomkern sind und e^- in der Hülle.



Protonen und Elektronen haben die gleiche Ladung nur unterschiedliches Vorzeichen, nämlich die Elementarladung e . Sie wiegen auch fast das gleiche, nämlich $1u$ (Atommasseinheit), wohingegen Elektronen viel weniger wiegen, weswegen nahezu die gesamte Masse der Atome von Protonen und Neutronen kommt.

Der Atomkern ist auch viel kleiner als die Atomhülle weswegen der Großteil des Volumens eines Atoms leer ist.

Elemente und Isotope

Die Anzahl der Protonen in einem Atom bestimmt das Element und wird Ordnungszahl genannt. Die Massenzahl A entspricht der Anzahl an Kernteilchen, also Protonen und Neutronen zusammen. Gerade bei den schwereren Elementen sind mehr Neutronen als Protonen.



Nuklide: Massenzahl und Ordnungszahl charakterisieren
Nuklide ($^{12}_6\text{C}$, $^{208}_{82}\text{Pb}$, ^1_1H , ^2_1H , $^{238}_{92}\text{U}$)

Isotope: Nuklide mit gleicher Ordnungszahl (gleiches Element), aber unterschiedlicher Massenzahl (unterschiedliche Neutronenzahl)

Wasserstoffisotope: ${}^1_1\text{H}$ ${}^2_1\text{H} = \text{D}$ ${}^3_1\text{H} = \text{T}$

 $^{16}\text{O}, ^{17}\text{O}, ^{18}\text{O}$ $^{12}\text{C}, ^{13}\text{C}$ $^{238}\text{U}, ^{235}\text{U}$

Ionen: Geladene Atome haben eine ungleiche Protonen- und Elektronenanzahl (Li^+ , N^{3-} , Cl^-)

	${}^1_1\text{H}$	${}^2_2\text{He}$	${}^3_3\text{Li}$	${}^4_4\text{Be}$	${}^{10}_5\text{B}$	${}^{12}_6\text{C}$	${}^1_1\text{H}$	${}^{13}_6\text{C}$	${}^{14}_7\text{N}$
#p ⁺	1	2	3	4	5	6	1	6	7
#n	0	2	3	4	5	6	1	7	7
#e ⁻	1	2	3	4	5	6	1	5	10

Periodic table of elements with annotations for Hydrogen (H):

- Relative Atommasse A_r 1,01 2,02
- Elementargewicht nach Pilling
- Wasserstoff
- Hydrogen
- Elementsymbol H
- Ordnungszahl Z 1
- Atomnummer
- Deutscher Name
- Englischer Name

1. Geben Sie an, ob die folgenden Behauptungen richtig oder falsch sind.

Bemerkung: Für inkorrekt angekreuzte Antworten gibt es in der Prüfung Abzüge, aber die minimale Punktezahl für die gesamte Aufgabe ist Null. Bei Aussagen ohne angekreuzte Antwort werden keine Punkte abgezogen.

Aussage	richtig	falsch
a) Der Kern hat die grösste Masse und nimmt den grössten Teil des Atomvolumens ein.	☐	☒
b) Jedes Atom eines bestimmten Elements hat die gleiche Anzahl Protonen.	☒	☐
c) Die Anzahl der Elektronen in einem Atom ist immer gleich der Anzahl der Neutronen.	☐	☒
d) Das Proton im Kern des Kohlenstoffatoms ist leichter als das Proton im Kern des Eisenatoms.	☐	☒
e) Die Gesamtmasse der Protonen im Kern des Kohlenstoffatoms ist kleiner als die Gesamtmasse der Protonen im Kern des Eisenatoms.	☒	☐
f) Die Atome ^{31}P und ^{31}S sind zwei Isotope.	☐	☒
g) Jedes Atom im normalen Zustand ist elektrisch neutral.	☒	☐
h) Ein Kilogramm Helium ist leichter als ein Kilogramm Eisen.	☐	☒
i) Die Nuklide ^{10}B und ^6Li haben die gleiche Anzahl Neutronen.	☒	☐
j) Ein Teilchen, das aus 3 Protonen, 3 Neutronen und 3 Elektronen besteht hat die Masse von ca. 9u.	☐	☒
k) Die Ordnungszahl kann verändert werden, ohne die Identität des Elements zu verändern.	☐	☒

2. Kreuzen Sie an, welche Grössen bei den folgenden Paaren von Nukliden gleich sind.

	Grösse	^{35}Cl und ^{37}Cl	^{40}K und ^{40}Ar	^{76}Se und ^{76}Ge
$\#p^+ + \#n =$	Anzahl Protonen	☒	☐	☐
	Anzahl Nukleonen	☐	☒	☐
	Anzahl Neutronen	☐	☐	☒
$\#p^+ =$	Ordnungszahl	☒	☐	☐
$\#p^+ + \#n =$	Masse*	☐	☒	☐
	Anzahl Elektronen	☒	☐	☐
$\#p^+ =$	Kernladung	☒	☐	☐

*Betrachten Sie die Massen des Protons und Neutrons als identisch und vernachlässigen Sie die Massen der Elektronen.

3. Geben Sie für jedes der folgenden Atome das korrekte Symbol einschliesslich oberem und unterem Index an.

- a) das Platinuklid mit 118 Neutronen
b) das Kryptonuklid mit der Nukleonenzahl 84
c) das Magnesiumuklid mit einer gleichen Anzahl Protonen und Neutronen

4. Ergänzen Sie die Lücken der folgenden Tabelle. Gehen Sie dabei davon aus, dass jede Spalte für ein neutrales Atom steht.

Symbol	^{52}Cr	^{55}Mn	^{112}Cd	^{222}Rn	^{207}Pb
Protonen	24	25	48	86	82
Neutronen	28	30	64	136	125
Elektronen	24	25	48	86	82
Nukleonenzahl	52	55	112	222	207

- a) Kern hat zwar grösste Masse aber kaum Volumen
b) Die Anzahl der Protonen charakterisiert ein Atom
c) Nein das stimmt schon für ^1H nicht
d) Protonen haben immer dasselbe Gewicht
e) Im Eisenatom sind mehr Protonen
f) Isotope sind immer das gleiche Element
g) Im Normalzustand $\#p^+ = \#e^- \Rightarrow$ neutral
h) Ein Kilogramm wiegt immer 1kg
i) $^{10}\text{B} : \#p^+ = 5 \Rightarrow \#n = 10 - \#p^+ = 5$
 $^6\text{Li} : \#p^+ = 3 \Rightarrow \#n = 6 - \#p^+ = 3$
j) Elektronen wiegen viel weniger $\approx 6u$
k) Ordnungszahl = $\#p^+$ charakterisiert Elemente

$^{35}\text{Cl} : \#p^+ = 17 \quad \#n = 35 - \#p^+ = 18 \quad \#e^- = 17$
 $^{37}\text{Cl} : \#p^+ = 17 \quad \#n = 37 - \#p^+ = 20 \quad \#e^- = 17$
 ggl. Element zwei Isotope el. neutral
 $^{40}\text{K} : \#p^+ = 19 \quad \#n = 40 - \#p^+ = 21 \quad \#e^- = 19$
 $^{40}\text{Ar} : \#p^+ = 18 \quad \#n = 40 - \#p^+ = 22 \quad \#e^- = 18$
 el. neutral
 $^{76}\text{Se} : \#p^+ = 34 \quad \#n = 76 - \#p^+ = 42 \quad \#e^- = 34$
 $^{76}\text{Ge} : \#p^+ = 32 \quad \#n = 74 - \#p^+ = 42 \quad \#e^- = 32$
 el. neutral

- a)  $\#p^+ = 78$ $\#p^+ + \#n = 196$ $^{196}_{78}\text{Pt}$
 b)  $\#p^+ = 36$ $\#p^+ + \#n = 84$ $^{84}_{36}\text{Kr}$
 c)  $\#p^+ = 12$ $\#p^+ + \#n = 24$ $^{24}_{12}\text{Mg}$

- 1.) neutral: $\#p^+ = \#e^-$
 2.) $\#p^+ =$ Ordnungszahl = Element
 3.) Nukleonenzahl = $\#p^+ + \#n$
 4.) Massezahl = $\#p^+ + \#n$

Stöchiometrie

Im Periodensystem ist die Massenzahl eine Dezimalzahl, was daran liegt, dass dort die **relative Atommasse** m_a angegeben wird. Diese entspricht der mittleren Masse aller Isotope des Elements entsprechend ihrer Häufigkeit (natürliche Isotopenhäufigkeit).

Bsp.: Kohlenstoff ^{12}C (98.93%), ^{13}C (1.07%) $m_a(\text{C}) = 12\text{u} \cdot 0.9893 + 13\text{u} \cdot 0.0107 = 12.01\text{u}$

Für chemische Reaktionen ist die Masse weniger wichtig, sondern eher die Teilchenzahl N , da bspw. ein C Atom mit einem O Atom zu CO reagiert. Wir wissen jetzt aus dem Periodensystem wie viel jedes Atom durchschnittlich wiegt. Teilt man jetzt die Gesamtmasse einer Probe durch das Einzelatomgewicht erhält man die Teilchenzahl.

Bsp. 100 g Goldbarren $\Rightarrow m_a = 196.97\text{u}$ $N = \frac{m_{\text{ges}}}{m_a} = \frac{100\text{g}}{196.97\text{u} \cdot 1.66 \cdot 10^{-24}\text{g u}^{-1}} = 3.06 \cdot 10^{23}$

Da wir für die Teilchenzahl nicht mit so grossen Zahlen rechnen wollen sagen wir, dass $6.022 \cdot 10^{23}$ Teilchen ein mol sind. Mol ist somit nur ein Proportionalitätsfaktor für die Teilchenzahl und das nennen wir die Stoffmenge n . Dieser Faktor ist die Avogadrokonstante N_A

$$N_A = 6.02214076 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Bsp. 100 g Goldbarren $\hat{=} 3.06 \cdot 10^{23}$ Teilchen $\Rightarrow n_{\text{Au}} = \frac{N_{\text{Au}}}{N_A} = \frac{3.06 \cdot 10^{23}}{6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 0.508 \text{ mol}$

5. Welche der folgenden Proben enthält die meisten Atome?

- ☐ 1 g Germanium ☐ 1 g Europium
☐ 1 g Ruthenium ☒ 1 g Gallium

Je schwerer ein Atom, desto weniger Atome sind in einem Gramm. $\Rightarrow$ leichtestes Atom

$\Rightarrow \text{Ga}$

6. Brom kommt als Gemisch der Isotope ^{79}Br und ^{81}Br vor. In welchem Verhältnis kommen die beiden Isotope vor, wenn die Atommassen $m_a(^{79}\text{Br}) = 78.918336\text{u}$ und $m_a(^{81}\text{Br}) = 80.916290\text{u}$ betragen?

$m_a = 79.90\text{u}$ $m(^{79}\text{Br}) = 78.918336\text{u}$
 $m(^{81}\text{Br}) = 80.916290\text{u}$

relative Atommasse ist die mittlere Masse aller Isotope entsprechend ihrer Häufigkeit h

Wenn nur ^{79}Br und ^{81}Br gilt:

$$m_a = m(^{79}\text{Br}) \cdot h(^{79}\text{Br}) + m(^{81}\text{Br}) \cdot h(^{81}\text{Br})$$

$$h(^{79}\text{Br}) = 1 - h(^{81}\text{Br})$$

einsetzen und $h(^{81}\text{Br})$ ausklammern

$$\begin{cases} m_a = m(^{79}\text{Br}) \cdot (1 - h(^{81}\text{Br})) + m(^{81}\text{Br}) \cdot h(^{81}\text{Br}) \\ m_a = m(^{79}\text{Br}) - m(^{79}\text{Br}) \cdot h(^{81}\text{Br}) + m(^{81}\text{Br}) \cdot h(^{81}\text{Br}) \\ m_a - m(^{79}\text{Br}) = h(^{81}\text{Br}) \cdot (m(^{81}\text{Br}) - m(^{79}\text{Br})) \\ h(^{81}\text{Br}) = \frac{m_a - m(^{79}\text{Br})}{m(^{81}\text{Br}) - m(^{79}\text{Br})} = 0.4919 \quad (49.19\%) \\ h(^{79}\text{Br}) = 1 - h(^{81}\text{Br}) = 0.5081 \quad (50.81\%) \end{cases}$$

7. Ein Atom hat die Masse $5.15 \cdot 10^{-23}$ g und die Kernladung beträgt $+2.403 \cdot 10^{-18}$ C. Um was für ein Atom handelt es sich?

Die Kernladung ist die Summe aus allen Elementarladungen der Protonen.

$$\#p^+ = \frac{\text{Kernladung}}{\text{Elementarladung}} = \frac{2.403 \cdot 10^{-18} \text{ C}}{1.602 \cdot 10^{-19} \text{ C}} = 15$$

Wir rechnen die Atommasse in u um.

$$m = 5.15 \cdot 10^{-23} \text{ g} = \frac{5.15 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u}} = 31.0 \text{ u}$$

8. Die Avogadrozahl ist so gross, dass es schwer fällt, sich eine Vorstellung von ihrer Dimension zu machen. Stellen Sie sich vor, dass man 1 mol Spielwürfel über die gesamte Erdoberfläche verteilen würde. Wie dick wäre diese Schicht? Die Kante eines Spielwürfels ist 1 cm und der Erdradius beträgt im Mittel 6371 km.

Wir modellieren die Erde als Kugel mit dem Radius $r = 6371 \times 10^3 \text{ m}$ dessen Oberfläche sich wie folgt berechnet.

$$A_{\text{Erde}} = 4\pi r^2 = 4\pi (6371 \times 10^3 \text{ m})^2 = 5.1 \times 10^{14} \text{ m}^2$$

Auf dieser Fläche wollen wir nun Würfel der Kantenlänge $a = 1 \times 10^{-2} \text{ m}$ verteilen. Die Gesamtoberfläche, wenn man alle Würfel nebeneinander legt ist:

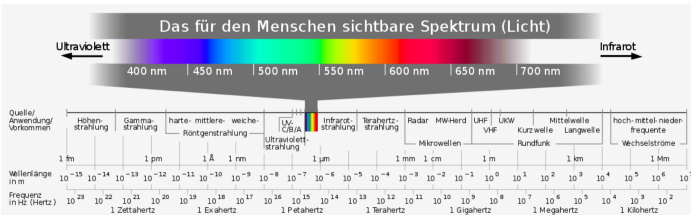
$$A = N_A \cdot a^2 \cdot n = 6.022 \times 10^{23} \cdot (0.01 \text{ m})^2 \cdot 1 \text{ mol} = 6.022 \times 10^{19} \text{ m}^2$$

Wie oft müsste man die Würfel übereinander stapeln, damit sie die Erdoberfläche einnehmen:

$$\frac{A}{A_{\text{Erde}}} = \frac{6.022 \cdot 10^{19} \text{ m}^2}{5.1 \cdot 10^{14} \text{ m}^2} = 118100 \Rightarrow 1181 \text{ m}$$

Licht und Bohr'sches Atommodell

Nach der Quantenmechanik hat Licht sowohl Wellen wie Teilcheneigenschaften. Ein Lichtteilchen nennen wir Photon und jedes Photon hat eine bestimmte Energie E . Da es auch Welleneigenschaften hat lässt sich für jedes Photon eine Wellenlänge λ und eine Frequenz ν bestimmen, die nur von der Energie abhängen (da alle anderen Grössen wie Geschwindigkeit und Masse fest sind). Ein Teil des Lichts (elektromagnetische Strahlung) ist für uns sichtbar, wobei die Farbe von der Energie der Photonen bestimmt wird.

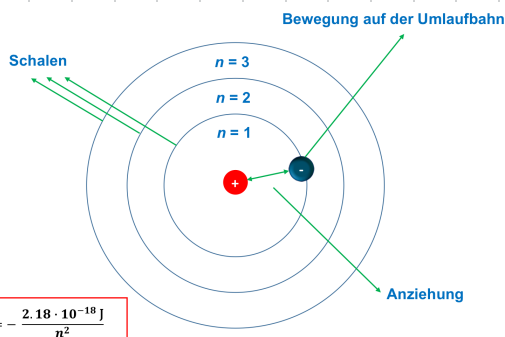


$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \quad \lambda = \frac{c}{\nu}$$

Mehr Energie $\Rightarrow$ höhere Frequenz ν
kleinere Wellenlänge λ

$$\text{Planckkonstante } h = 6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}$$

Das Bohr'sche Atommodell ist ein semiklassisches Modell, um die Energien von Elektronen eines Wasserstoffatoms zu berechnen. Aus spektroskopischen Messungen sind nicht alle Energien für ein Elektron erlaubt. Im Bohr'schen Modell stellt man sich vor, dass die Elektronen auf Bahnen um den Atomkern kreisen. Die erlaubten Zustände werden mit $n = 1, 2, 3, \dots, \infty$ nummeriert. Damit hat jeder Energiezustand n eine bestimmte Energie E . Effektiv können wir aber nur Übergänge messen bspw. $n=1 \rightarrow n=2$.



$$E_n = -2.18 \times 10^{-18} \text{ J} \cdot n^{-2}$$

$$\Delta_{n \rightarrow 2} E = E_{n_2} - E_{n_1} = -2.18 \times 10^{-18} \text{ J} \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right)$$

Bsp.: Ein e^- geht von $n=2$ zu $n=1$ und emittiert dabei ein Photon.

$$\Delta E = E_2 - E_1 = -2.18 \times 10^{-18} \text{ J} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{1^2} \right) = 1.64 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$E_{\text{ph}} = \frac{hc}{\lambda} \Leftrightarrow \lambda = \frac{hc}{E_{\text{ph}}} = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{6.626 \cdot 10^{-34} \text{ Js} \cdot 300 \cdot 10^6 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{1.64 \cdot 10^{-18} \text{ J}}$$

$$= 1212 \times 10^{-10} \text{ m}$$

$$= 121.2 \text{ nm}$$

Einheiten für die Klausur

Für die Klausur ist es sehr wichtig, dass ihr richtig mit Einheiten umgeht. Ihr müsst Ergebnisse immer mit korrekter Einheit angeben und sobald ihr Zahlen einsetzt, müssen die Einheiten haben. (ausser dimensionslose Größen)

E : Energie $[E] = \text{J} \Rightarrow \text{Einheit ist Joule}$

ν : Frequenz $[\nu] = \text{Hz} = \text{s}^{-1}$

11. Berechnen Sie die Energie eines Photons roten Lichtes, das eine Frequenz von $4.35 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$ besitzt.

$$E = h\nu = 6.626 \times 10^{-34} \text{ Js} \cdot 4.35 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} = 2.88 \times 10^{-19} \text{ J}$$

10. Welche der folgenden Regionen des elektromagnetischen Spektrums weist die kürzeste Wellenlänge auf? Die Frequenzbereiche sind in Klammern angegeben. Begründen Sie Ihre Aussage.

10^{20} Hz ist die höchste Frequenz, weswegen Gammastrahlung die meiste Energie und damit die kürzeste Wellenlänge aufweisen.

- | | |
|---|--|
| ☐ Röntgenstrahlen ($10^{17} - 10^{19} \text{ Hz}$) | ☐ Mikrowellen (10 GHz – 100 GHz) |
| ☐ Radiowellen (10 kHz – 100 MHz) | ☒ Gammastrahlen (10^{20} Hz) |
| ☐ ultraviolette Strahlung ($10^{15} - 10^{16} \text{ Hz}$) | ☐ infrarote Strahlung (1 THz-100 THz) |

9. Wie ändert sich die Energie eines Elektrons, das in einem Wasserstoffatom gemäss des Bohrschen Atommodells vom Energiezustand $n=3$ in den Energiezustand $n=5$ übergeht?

Nach dem Bohr'schen Atommodell hat jeder Energiezustand n im Wasserstoffatom die folgende Energie, wobei $n = 1, 2, 3, \dots, \infty$

$$E_n = - \frac{2.18 \times 10^{-18} \text{ J}}{n^2}$$

Wir betrachten die Anregung eines e^- von GZ: $n=3$ zu AZ: $n=5$, wofür gilt:

$$\Delta E = -2.18 \times 10^{-18} \text{ J} \left(\frac{1}{n_{\text{AZ}}^2} - \frac{1}{n_{\text{GZ}}^2} \right)$$

$$= -2.18 \times 10^{-18} \text{ J} \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 1.55 \times 10^{-19} \text{ J}$$