

## Aufbau der Atome (V): Isotope

Aus den Streuversuchen Rutherfords konnte die Größe des **Atomkerns** und seine **Ladung** bestimmt werden: sie ist ein ganzzahliges \_\_\_\_\_ der positiven \_\_\_\_\_ . Die Anzahl der Elementarladungen eines Kerns nennt man die \_\_\_\_\_ : sie gibt die Anzahl der \_\_\_\_\_ an. Aus weiteren

Der **Atomkern** ist aus **Protonen** und **Neutronen** aufgebaut. Die **Anzahl der Protonen** entspricht der **Ordnungszahl** des Elements. Die Anzahl der **Elektronen** in der Hülle stimmt mit der **Protonenanzahl** im Kern überein.

Untersuchungen ergab sich: Die **Kernladungszahl** ist identisch mit der \_\_\_\_\_. Bei den im Periodensystem aufeinander folgenden Elementen nimmt die Anzahl der Protonen und Elektronen jeweils immer um **1** zu (siehe **Tabelle**). Die **Atommasse** nimmt aber nicht um 1 zu, sondern um einen größeren Betrag: Ursache sind die \_\_\_\_\_, deren Masse nur geringfügig größer als die der Protonen ist.

	H	He	Li	Be
Protonenanzahl	1	2		4
Elektronenanzahl	1		3	
Atommasse (u)	1			

Spätestens bei Elementen wie **Bor**, **Neon**, **Magnesium** und **Chlor** kann man aber den **Zahlenwert der Atommasse** nicht mehr mit irgendwelchen "Ungenauigkeiten" in den Massen der Protonen bzw. Neutronen oder mit Bezug auf die Definition der Atommasse erklären, dazu weichen die Zahlen zu sehr von ganzzahligen Werten ab. Ursache dieser "Abweichung" ist die Tatsache, dass die Atome dieser Elemente verschiedene \_\_\_\_\_ haben können und diese unterschiedlichen "Atomsorten" in unterschiedlichen prozentualen Anteilen die Atommasse des in der Natur vorkommenden Elements bestimmt. Diese unterschiedlichen Atomsorten bezeichnet man als \_\_\_\_\_ (gr.: isos, der-, die-, dasselbe; topos: Ort, Platz;).

	n(p <sup>+</sup> )	Nz1	Nz2	Nz3	Mw Masse
<b>Mg</b>	12	12	13	14	24,31 u
<b>Anteil (%)</b>		79	10	11	
<b>S</b>	16	16	17	18	32,06 u
<b>Anteil (%)</b>		95	0,8	4,2	

**Legende:** n(p<sup>+</sup>) : Anzahl der Protonen  
 Nz1, Nz2, usw.: Neutronenzahl der Atomsorte  
 Mw Masse: Mittelwert der Atommasse [u]

\_\_\_\_\_ stehen also am selben Platz im Periodensystem, da dieser ja durch die Protonenanzahl = Ordnungszahl bestimmt ist.

\_\_\_\_\_ unterscheiden sich also nur in ihrer **Neutronenzahl** und damit in ihrer Atommasse, ihre **Protonenzahl** ist für jedes Atom dieses Elements gleich.

Die isotypen Atome eines Elements unterscheiden sich **nicht** in ihrem **chemischen Verhalten**, da dieses von der Elektronenanzahl bestimmt wird und nicht von der Neutronenanzahl. Deswegen verwendet man für Isotope auch dasselbe chemische Symbol; **Ausnahmen** sind die Wasserstoff-Atome: **Deuterium (D)** besitzt 1 Neutron, und **Tritium (T)** 2 Neutronen. Die meisten Elemente bestehen aus einem Gemisch isotoper Atome: man nennt sie \_\_\_\_\_ im Gegensatz zu den \_\_\_\_\_, die nur aus einer Atomsorte bestehen. In der **Natur** gibt es drei \_\_\_\_\_ : C-12, C-13 und C-14. Aus der natürlichen Häufigkeit und

der Masse der isotopen Atome ergibt sich der durchschnittliche Wert der Atommasse: **m(1C) = 12,011 u**. Die **Definition der Atommasseneinheit u** beruht auf der Masse des Kohlenstoffisotops C-12: 1/12 der Masse des Kohlenstoffisotops C-12 hat die Masse 1 u.

$$1 \text{ u} = m(1 \text{ C-12})/12.$$

**Lösungswörter:** *Elementarladung, Neutronen, Neutronenzahlen, Elemente, Mischelemente, Kohlenstoffisotope, Vielfaches, Ordnungszahl, Reinelemente, Kernladungszahl, Isotope, Protonen, Elektronenzahl;*

**Arbeitsaufträge:**

- Vervollständige die obige Tabelle mit den vier Elementen.
- Zeige, wie man die Atommasse von Magnesium und Schwefel berechnet.