

2. Der Atombau

2.1 Historisches

- 1803: Dalton: Atome sind kleinste, unteilbare, massive Teilchen, die sich in ihrer Masse unterscheiden
- 1911: Rutherford Roberzen: - positives Zentrum (= Atomkern)
- negativ geladene Atomhüllen mit Elektronen
- gesamte Masse d. Atoms sitzt im Kern

2.2 Die Elementarteilchen

Name	Abkürzung	Ladung	Masse	Aufenthaltsbereich
Proton	p ⁺	+1	1u	Kern
Neutron	n	0	1u	Kern
Elektron	e ⁻	-1	0,0005u	Hülle

Atomare Masseneinheit: $1u = 1,66 \cdot 10^{-24}g$

Die Massezahl entspricht der Anzahl von Protonen plus Neutronen.
Jedes Atom ist nach außen elektrisch neutral. Daher gilt:
Anzahl p⁺ = Anzahl e⁻

2.3 Isotope

Isotope sind Atome des gleichen Elements, also mit gleicher Protonenzahl, aber unterschiedlicher Neutronenzahl und damit unterschiedlichen Massen.

Radioaktive Isotope werden in Medizin und Technik verwendet.

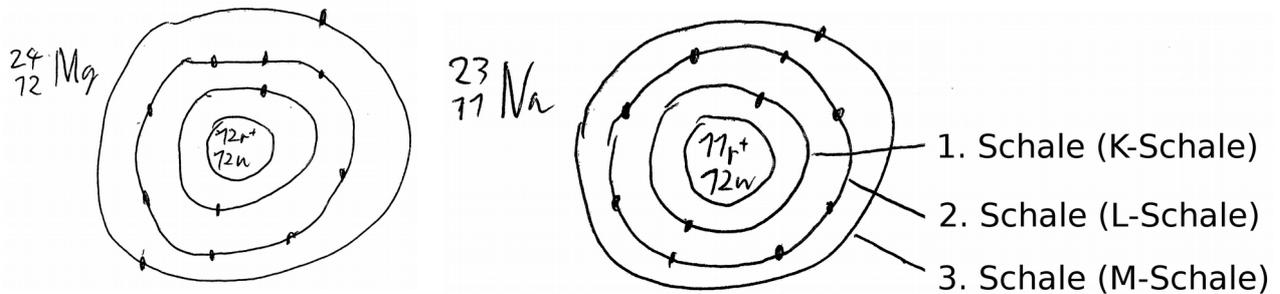
z.B. Erforschung welches O bei Fotosynthese wo eingebaut wird.



2.4 Die Atomhülle

2.4.1 Schalenmodell

Einem Elektron stehen in der Atomhülle nur bestimmte Energie“schalen“ zur Verfügung
Die n-te Schale kann dabei $n^2 \cdot 2$ Elektronen aufnehmen.

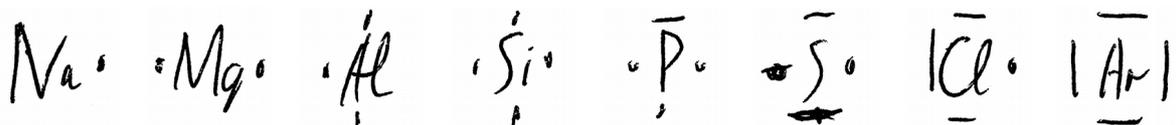


Je größer die Entfernung zum Atomkern, desto energiereicher die Elektronen.

2.4.2 Die Valenzelektronen

Valenzelektronen sind die Elektronen eines Atoms in der äußersten Schale (Valenzschale).

3. Periode:



In der Valenzschreibweise schreibt man einzelne Elektronen als Punkte und Elektronenpaare als Striche um das Elementsymbol.

(Ausnahme: He |)

2.5 Edelgaszustand und Ionenbildung

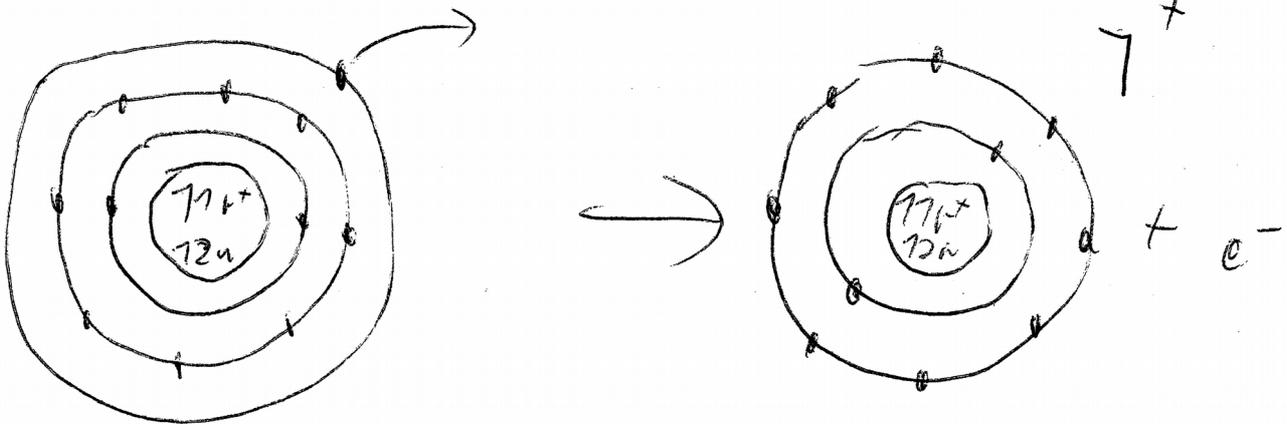
Die sehr **reaktionsträgen** Edelgase (**8. Hauptgruppe**) weisen eine ähnliche Elektronenkonfiguration auf. Sie alle besitzen **8 Valenzelektronen** (Ausnahme: Helium)

Oktettregel:

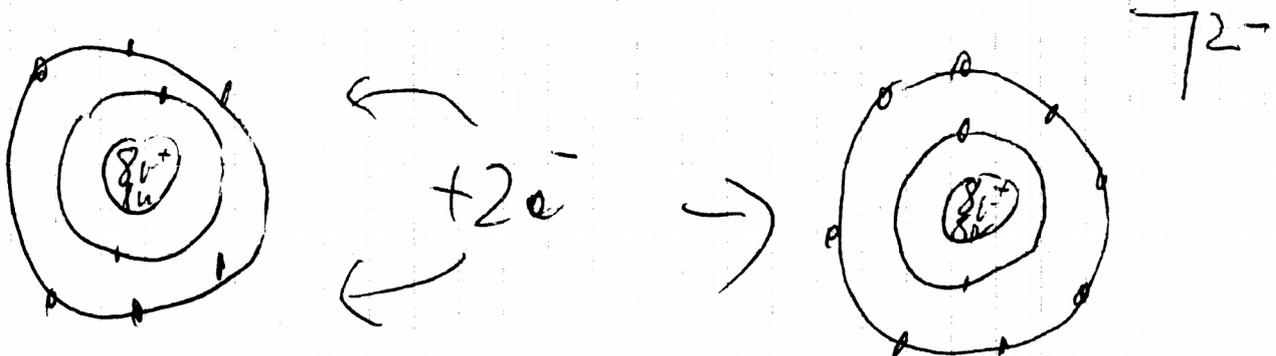
Teilchen mit $8Ve^-$ sind besonders stabil. „Ziel“ eines jeden Atoms ist es daher Edelgaskonfiguration zu erreichen.

Es gibt zwei Möglichkeiten, Edelgaskonfiguration zu erreichen:

1. Abgabe von Valenzelektronen (z.B. Natrium)



2. Aufnahme von elektronen (z.B. Sauerstoff)



Die **geladenen** Teilchen nennt man **Ionen**.

Positiv geladene Ionen heißen **Kationen**, negativ geladene **Anionen**

2.7 Das Periodensystem

Metalle: links im PSE (Ausnahme: H)

Malbmetalle: B, Si, Ge, As, Te, At*

Nichtmetalle: rechts im PSE

- Salz: Verbindung aus Metall und Nichtmetall (z.B. NaCl)

- Molekül: Verbindung aus Nichtmetallen (z.B. H₂O)

Es gibt 8 Elemente, die in elementarer Form immer als zweiatomiges Molekül vorkommen:

H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂, (At*₂)