

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

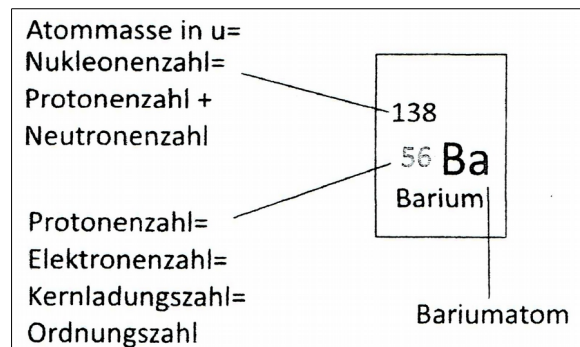
2.2 Die Elementarteilchen

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 * 10⁻²⁴g

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

$$\text{Anzahl p}^+ = \text{Anzahl e}^-$$

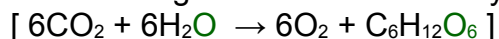


2.3 Isotope

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.

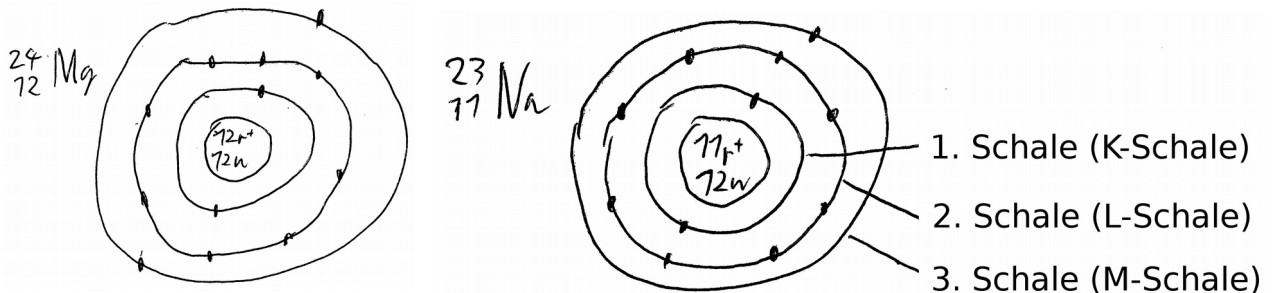
z.B. Erforschung welches O bei Fotosynthese wo eingebaut wird.



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.

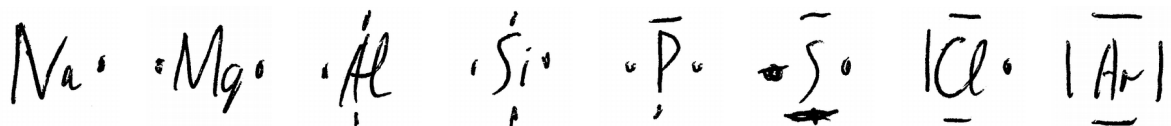


Je größer die Entfernung zum Atomkern, desto energiereicher die Elektronen.

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

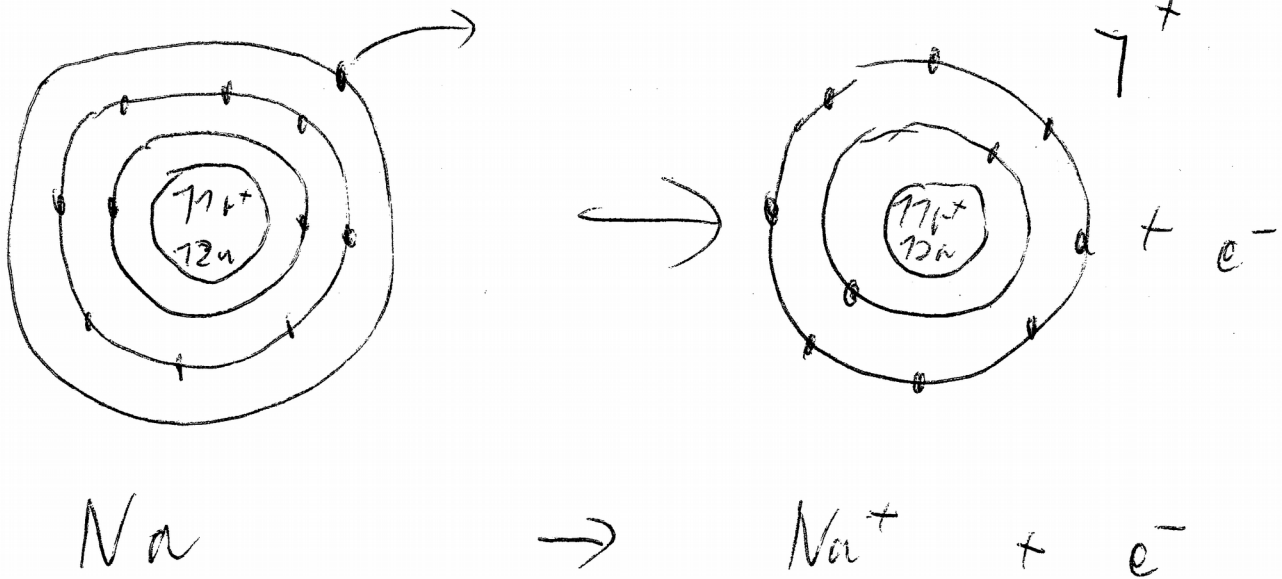
Die sehr **reaktionsträgen** Edelgase (**8. Hauptgruppe**) weisen eine ähnliche Elektronenkonfiguration auf. Sie alle besitzen **8 Valenzelektronen** (Ausnahme: Helium)

Oktettregel:

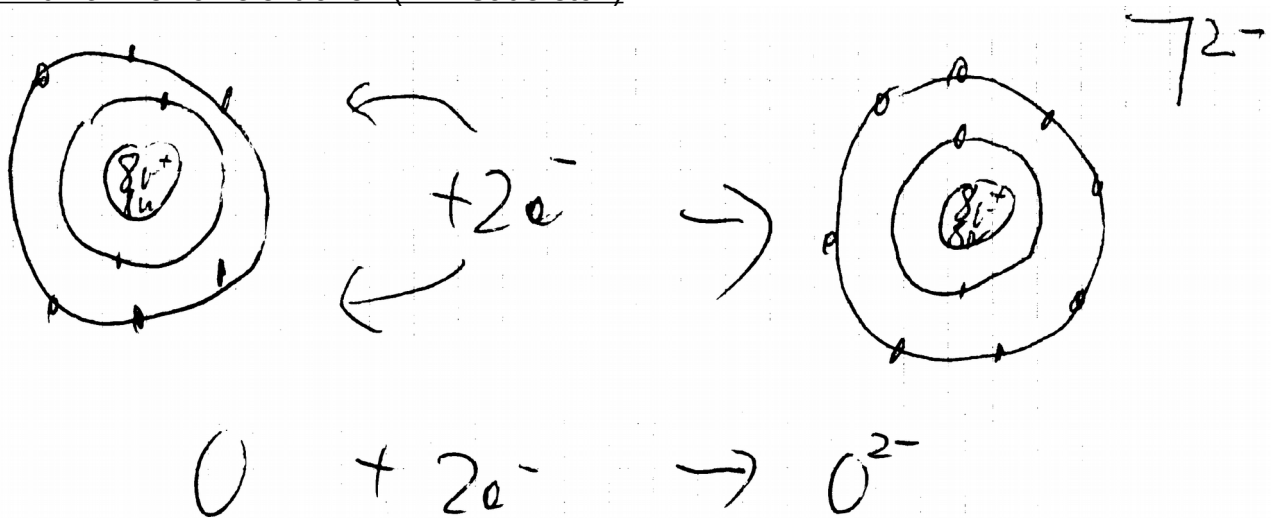
Teilchen mit $8Ve^-$ sind besonders stabil. „Ziel“ eines jeden Atoms ist es daher Edelgaskonfiguration zu erreichen.

Es gibt zwei Möglichkeiten, Edelgaskonfiguration zu erreichen:

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



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



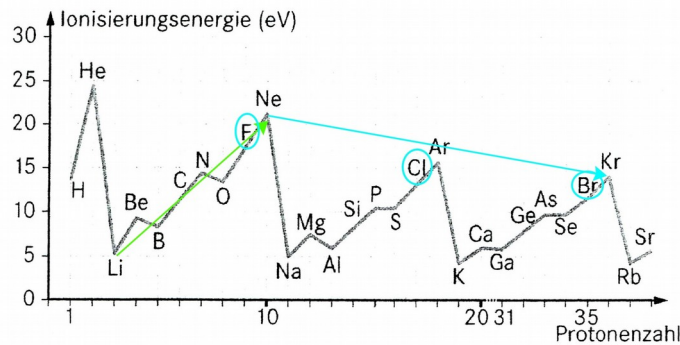
Die **geladenen** Teilchen nennt man **Ionen**.

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

2.6 Das PSE: Die Ionisierungsenergie

Definition:

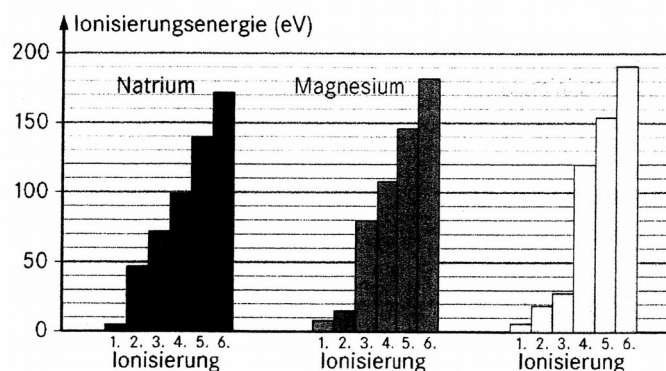
Die Ionisierungsenergie ist die Energie, die aufgewendet werden muss, um ein Elektron aus der Valenzschale zu entfernen.



Die Ionisierungsenergie steigt innerhalb einer **Periode**, weil die Kernladung bei gleicher Schalenanzahl steigt.

Die Ionisierungsenergie sinkt innerhalb einer **Hauptgruppe**, weil die Valenzelektronen immer weiter vom Kern entfernt sind.

Die zweite Ionisierungsenergie ist die Energie, die benötigt wird, um das zweite Elektron aus dem Atom zu entfernen, usw.

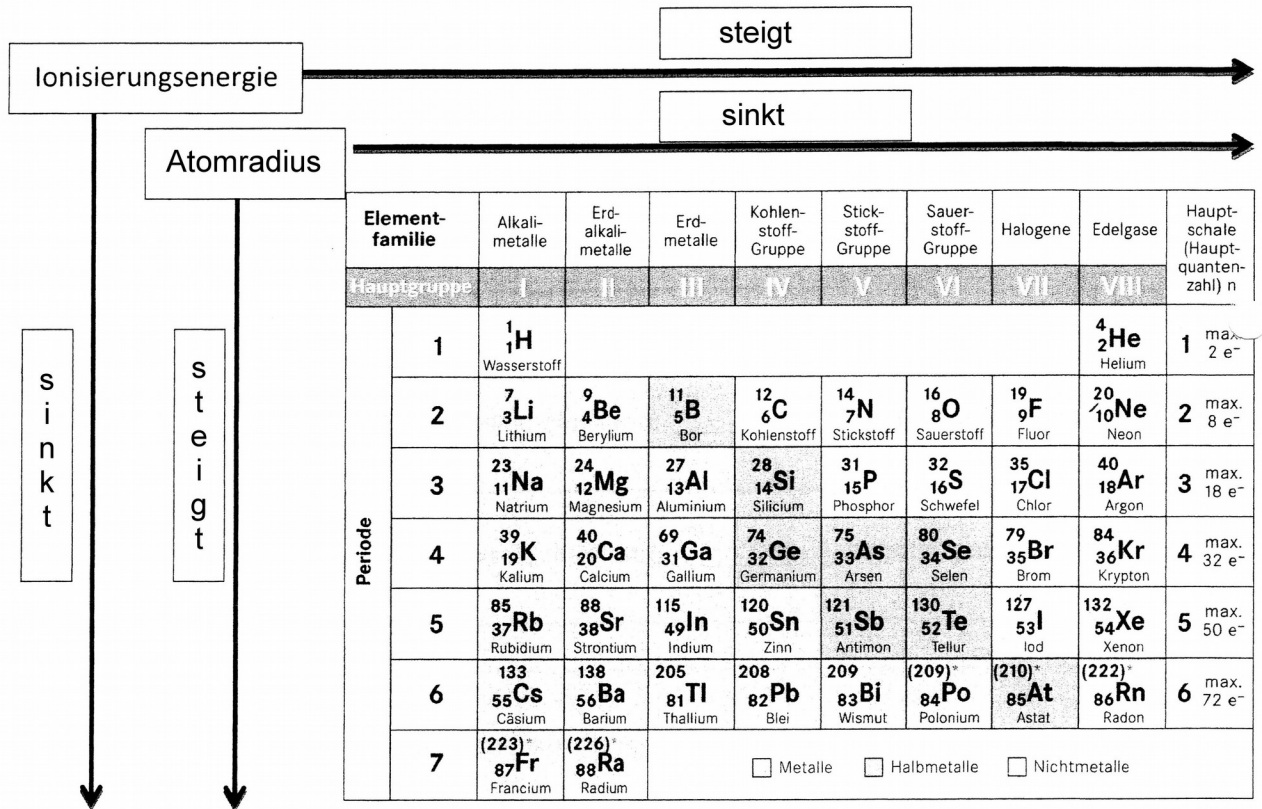


Beispiel: Magnesium:

Das Magnesiumatom muss zwei Valenzelektronen abgeben, um den Edelgaszustand zu erreichen. Daher ist die erste und die zweite Ionisierungsenergie niedrig. Um ein drittes zu entfernen, muss viel Energie aufgewendet werden, weil dann der Edelgaszustand aufgebrochen werden muss.

2.7 Das Periodensystem der Elemente (PSE)

- Ordnung der Elemente erfolgt nach Protonenanzahl (=Ordnungszahl)
- Hauptgruppen-Nummer $\hat{=}$ Anzahl der Valenzelektronen
- Elemente einer Hauptgruppe zeigen ähnliche chemische Eigenschaften.
- Perioden-Nummer $\hat{=}$ Anzahl der besetzten Schalen



Tendenz innerhalb der Hauptgruppe:

Je mehr Schalen in einem Atom besetzt sind, desto größen ist es. Durch das Hinzukommen zusätzlicher Schalen nimmt der Abstand zwischen Atomkern und Valenzelektronen immer mehr zu. Dies führt zu einer geringeren Anziehung der Valenzelektronen durch den Kern. Dadurch ist weniger Energie nötig, ein Elektron aus der Hülle zu entfernen.

Tendenz innerhalb der Periode:

Die Anzahl der Schalen bleibt innerhalb einer Periode gleich, dagegen nimmt die Protonenzahl zu. Dadurch werden die Anziehungskräfte zwischen dem Kern (positiv geladen) und den Elektronen (negativ geladen) in der Hülle stärker, folglich wird das Atom kleiner. Außerdem ist mehr Energie nötig, ein Elektron aus der Hülle zu entfernen.

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)