

# Chemie – Klassenarbeit Nr.1

Name: \_\_\_\_\_

---

## Aufgabe 1:

Im Laufe der Jahrhunderte haben sich die Modellvorstellungen von den kleinsten Teilchen der Stoffe weiterentwickelt. Dies haben wir im Unterricht u.a. näher dargestellt.

- a) Nenne experimentelle Beobachtungen, die sich mit den einzelnen Modellen erklären lassen bzw. diesen zugrunde liegen.
  - b) Beschreibe und erläutere kurz die wesentlichen Annahmen dieser Modelle am Beispiel des Schwefelatoms. Gehe dabei u.a. auch auf die Art und Anzahl der Elementarteilchen ein.
- 

## Aufgabe 2:

Erkläre den Aufbau des Periodensystems der Elemente, lasse dabei Nebengruppen aus. Nenne und erläutere dabei mindestens drei Gesetzmäßigkeiten und zwei Besonderheiten, beziehe dazu auch eins der in Aufgabe 1 genannten Modelle mit ein.

---

## Aufgabe 3:

Definiere bzw. erkläre kurz, aber möglichst treffend, die folgenden Begriffe:

- a) Isotope
- b) Ionisierungsenergie
- c) Aluminiumion
- d) Ionenbindung

## Musterlösung der Chemie Klassenarbeit Nr.1

### Aufgabe 1:

a) Nach **Daltons** Vorstellung bestanden Atome aus kugelförmigen, elastischen und gleichmäßig mit Materie gefüllten Gebilden, die den Gesetzen der klassischen Mechanik gehorchen. **Streuversuche mit Elektronenstrahlen** zeigten jedoch, dass der Raum, den ein Atom für sich einnimmt, größtenteils leer ist.

1911 gelang es **Sir Rutherford** und seinen Mitarbeitern durch **Streuexperimente mit Alphateilchen** die noch vorhandenen Unsicherheiten zu beseitigen. Rutherford bestrahlte eine dünne Goldfolie mit Alphastrahlung. Wenn Atome, wie nach der Dalton'schen Theorie gefordert, kompakt aufgebaut seien, dann müsste jeder Alphastrahl auf Atome treffen und stark abgelenkt werden. Es würden bei diesem Experiment nur äußerst wenige Strahlen die Folie durchdringen. In Wirklichkeit durchdrang ein Großteil der Strahlung das Material unter schwacher Ablenkung; nur wenige Alphastrahlen wurden stark abgelenkt.

Der dänische Physiker **Niels Bohr** formulierte 1913 das nach ihm benannte Bohr'sche Atommodell. Im Gegensatz zu Rutherford stellte Bohr **Postulate** auf, mit denen er versuchte, das scheinbar widersprüchliche Verhalten der Atome zur klassischen Elektrodynamik zu erklären. Die Linienspektren aus spektroskopischen Experimenten zeigten, dass die Lichtenergie gequantelt ausgestrahlt wird. Bohr folgerte daraus, die Elektronen könnten nur ganz bestimmte ausgewählte Energiezustände einnehmen

### Aufgabe 2:

Grundlage der Gesetzmäßigkeiten des Periodensystems ist die Quantentheorie. Dabei geht man beim Aufbau des Periodensystems von den Kernladungszahlen und damit von der Anzahl der Elektronen des jeweiligen Elements vor. Nach Atombaumodell (siehe Atom) sind die Elektronen auf so genannten Elektronenschalen (K-, L-, M-, N-Schale usw.) verteilt. Der Energiezustand der Elektronen auf diesen Schalen wird mit der so genannten Hauptquantenzahl  $n$  ( $n = 1, 2, 3, \dots$ ) wiedergegeben.

Der Aufbau des Periodensystems sieht folgendermaßen aus. In der ersten Periode stehen nur Wasserstoff und Helium. Hier wird die K-Schale nach dem Pauli-Prinzip (siehe Wolfgang Pauli) mit maximal zwei Elektronen besetzt (1-s-Zustand). Es folgt die zweite und dritte Periode, bei der die Elektronenschalen (L- und M-Schale) mit maximal je acht

Elektronen besetzt werden können – dies sind die 2-s- und 2-p- sowie die 3-s- und 3-p-Zustände. Nach Auffüllen der 3-s- und 3-p-Zustände werden nicht sofort die 3d-Zustände besetzt, sondern mit der Auffüllung der N-Schale begonnen. In diesem Fall werden die 4-s-Zustände mit maximal zwei Elektronen besetzt (Kalium, Calcium). Erst im Anschluss daran werden die 3d-Zustände (Scandium bis Zink) mit Elektronen aufgefüllt. Insgesamt lassen sich 18 Elektronen auf der M-Schale unterbringen, während die N-Schale aufgrund der f-Zustände bei den Lanthanoiden mit maximal 32 Elektronen besetzt werden kann.

### **Aufgabe 3:**

#### **a) Isotope:**

Sammelbezeichnung für die zu einem chemischen Element gehörenden Atome gleicher Ordnungs- und Kernladungszahl, die sich nur in ihren Massenzahlen voneinander unterscheiden. Innerhalb des Periodensystems nehmen die Isotope eines Elements den gleichen Platz ein – so stehen beispielsweise die Isotope des Alkalimetalls Cäsium in der ersten Hauptgruppe an der sechsten Stelle (sechste Periode). Die Ordnungszahl entspricht definitionsgemäß der Anzahl der Protonen im Kern, während die Massenzahl sich aus der Summe von Protonen und Neutronen im Kern zusammensetzt

#### **b) Ionisierungsenergie:**

Ein Gas wird auch zu einem Plasma, wenn die kinetische Energie der Gasteilchen so hoch wird, dass sie mindestens gleich der Ionisierungsenergie der Atome oder Moleküle im Gas wird. Bei den Stößen der Teilchen entstehen dann Ionen und Elektronen, die bei weiteren Stößen immer mehr geladene Teilchen erzeugen

#### **c) Aluminiumion:**

Das Aluminiumatom wird nach Abgabe von 3 Elektronen zu einem dreifach positiv geladenen Aluminiumion mit Edelgaskonfiguration.

#### **d) Ionenbindung:**

Zwischen den verschiedenartigen geladenen Ionen wirken starke elektrische Anziehungskräfte. Diese chemische Art der Bindung nennt man Ionenbindung.