CHEMIE · ÜBERSICHT ZUM AUSDRUCKEN

Atommodelle im Überblick



5. Jh. v. Chr. · Demokrit
Idee: kleinste, unteilbare Teilchen. **Grundlage:** Nachdenken über die Teilbarkeit von Stoffen.
Grenze: nur gedacht, ohne Versuch.



1808 · Dalton
Idee: massive Kugeln, je Element gleich. **Grundlage:** Feste Massenverhältnisse in Verbindungen (konstante und multiple Proportionen).
Grenze: keine Ladung, kein Innenleben.



1904 · Thomson
Idee: Elektronen in positiver Kugel. **Grundlage:** Kathodenstrahlen: Entdeckung des Elektrons 1897.
Grenze: passt nicht zum Streuversuch.



1911 · Rutherford
Idee: winziger Kern, fast leere Hülle. **Grundlage:** Streuversuch mit Alphateilchen und Goldfolie (Geiger und Marsden, ab 1909).
Grenze: Elektronen müssten abstürzen.



1913 · Bohr
Idee: feste Bahnen mit fester Energie. **Grundlage:** Linienspektrum des Wasserstoffs.
Grenze: klappt nur beim Wasserstoff gut.



1926 · Orbitalmodell
Idee: Aufenthaltswolken statt Bahnen. **Grundlage:** Schrödinger-Gleichung: Elektronen als Wellen.
Grenze: viel Mathe, schwer zu zeichnen.

Bausteine: Proton (+1, im Kern, etwa 1 u), Neutron (keine Ladung, im Kern, etwa 1 u), Elektron (−1, in der Hülle, rund 1.800-mal leichter als ein Proton). Ordnungszahl = Zahl der Protonen = Zahl der Elektronen im neutralen Atom.

Schalenmodell: Schalen K, L, M, N von innen nach außen. Höchstens $2 \cdot n^2$ Elektronen je Schale (2, 8, 18, 32). Erste 20 Elemente: 2, 8, 8, 2. Valenzelektronen = Elektronen auf der äußersten Schale = Nummer der Hauptgruppe (außer Helium).

Bohr: Absorption = Elektron nimmt Licht auf und springt nach außen. Auch Hitze oder Strom können es anregen. Emission = Elektron springt zurück, Licht einer bestimmten Farbe entsteht (Flammenfärbung).

Jetzt du: Aufgaben 1 bis 5

Name: _____ Datum: _____

1. Ordne jeder Beschreibung ein Atommodell zu: a) eine massive Kugel ohne Innenleben; b) eine positiv geladene Kugel, in der Elektronen stecken; c) ein winziger Kern, außen Elektronen und viel leerer Raum; d) Elektronen auf festen Bahnen mit bestimmter Energie.

2. Was bedeutet das griechische Wort „atomos“? Wer dachte damit in der Antike über Atome nach?

3. Bring die Atommodelle in die Reihenfolge, in der sie entstanden sind: Bohr, Dalton, Orbitalmodell, Rutherford, Thomson.

4. Ein Atom hat 6 Protonen, 6 Neutronen und 6 Elektronen. Welche Ladung hat es insgesamt? Um welches Element geht es?

5. Beim Streuversuch fliegen fast alle Alphateilchen gerade durch die Goldfolie. Was schließt Rutherford daraus?

Aufgaben 6 bis 10

Zeichne bei den Aufgaben 8 bis 12 zuerst das Schalenmodell in die Kästchen.

6. Einige wenige Alphateilchen prallen fast zurück. Warum passt das nicht zum Rosinenkuchenmodell?

7. Wie viele Elektronen passen höchstens auf die K-, die L- und die M-Schale? Rechne mit $2 \cdot n^2$.

8. Sauerstoff hat die Ordnungszahl 8. Verteil die Elektronen auf die Schalen. Wie viele Valenzelektronen hat Sauerstoff?

9. Natrium hat die Ordnungszahl 11. Gib die Schalenbesetzung und die Zahl der Valenzelektronen an.

10. Chlor hat die Ordnungszahl 17. Gib die Schalenbesetzung an. In welcher Hauptgruppe steht Chlor?

Aufgaben 11 bis 15

11. Magnesium hat 12 Elektronen. Gib die Schalenbesetzung an. Wie viele Elektronen gibt es ab, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen? Welches Ion entsteht?

12. Kalium hat 19 Elektronen. Leo schreibt als Schalenbesetzung 2, 8, 9. Finde den Fehler.

13. Erkläre mit dem bohrschen Atommodell, warum eine Flamme mit Kochsalz gelb leuchtet.

14. Was ist falsch an diesem Satz? „Im Orbitalmodell kreist das Elektron auf einer festen Bahn um den Kern.“

15. Der Durchmesser eines Atoms ist rund 100.000-mal so groß wie der seines Kerns. Stell dir den Kern als Kügelchen mit 2 mm Durchmesser vor. Wie groß wäre dann das ganze Atom?

Die Lösungen stehen auf Seite 5. Erst selbst lösen, dann vergleichen.

Lösungen mit kurzen Erklärungen

1. a) **Dalton** (Kugelmodell); b) **Thomson** (Rosinenkuchenmodell); c) **Rutherford** (Kern-Hülle-Modell); d) **Bohr** (bohrsches Atommodell).

2. „Atomos“ heißt **unteilbar**. Im 5. Jahrhundert vor Christus dachten **Leukipp und Demokrit** darüber nach. Sie haben ihre Idee aber nicht mit Versuchen geprüft.

3. Dalton (1808) → Thomson (1904) → Rutherford (1911) → Bohr (1913) → Orbitalmodell (1926).

4. Die 6 positiven Protonen und die 6 negativen Elektronen heben sich auf. Das Atom ist **neutral**. 6 Protonen bedeuten die Ordnungszahl 6, also **Kohlenstoff**.

5. Das Atom besteht **fast nur aus leerem Raum**. Nur ganz selten trifft ein Teilchen etwas, das es ablenkt.

6. Bei Thomson ist die positive Ladung über das **ganze Atom verteilt**. So eine Kugel lenkt ein schnelles Alphateilchen kaum ab. Ein Rückprall braucht eine **winzige, schwere, positiv geladene Mitte**: den Atomkern.

7. K-Schale: $2 \cdot 1^2 = \mathbf{2}$. L-Schale: $2 \cdot 2^2 = \mathbf{8}$. M-Schale: $2 \cdot 3^2 = \mathbf{18}$. Bei den ersten 20 Elementen bekommt die M-Schale aber erst einmal nur 8.

8. Schalen: **2, 6**. Sauerstoff hat **6 Valenzelektronen**. Probe: 2 + 6 = 8.

9. Schalen: **2, 8, 1**. Natrium hat **1 Valenzelektron**. Probe: 2 + 8 + 1 = 11.

10. Schalen: **2, 8, 7**. Chlor hat 7 Valenzelektronen und steht deshalb in der **VII. Hauptgruppe** (Gruppe 17). Probe: 2 + 8 + 7 = 17.

11. Schalen: **2, 8, 2**. Magnesium gibt **2 Elektronen** ab. Es entsteht das Ion **Mg^{2+}** mit 2, 8. Das ist die Anordnung von Neon.

12. Bei den ersten 20 Elementen kommen auf die M-Schale zuerst nur 8 Elektronen. Das 19. Elektron kommt auf die N-Schale. Richtig ist **2, 8, 8, 1**.

13. Kochsalz enthält Natrium. Die Hitze hebt Elektronen der Natrium-Atome auf eine höhere Energiestufe. Die Atome sind dann **angeregt**. Beim Zurückspringen geben sie die Energie als Licht ab (**Emission**). Der Sprung ist bei Natrium immer gleich groß, deshalb ist das Licht **immer gelb**.

14. Das Orbitalmodell kennt **keine festen Bahnen**. Ein Orbital ist ein Raum, in dem sich das Elektron mit hoher Wahrscheinlichkeit aufhält. Feste Bahnen gehören zum **bohrschen** Atommodell.

15. 2 mm · 100.000 = 200.000 mm = **200 m**. Das Atom wäre also etwa so groß wie zwei Fußballfelder hintereinander.