LEHRERINFO ZUM VIDEO

Atommodelle und Elektronenkonfiguration

FACH	STUFE	DAUER	VIDEO
Chemie	Gymnasium · Matura/Abitur	17 min	youtube.com/@Erklaerbaer

01 Lernziele

Nach dem Video können die Schülerinnen und Schüler …

- die Atommodelle von Dalton, Thomson, Rutherford und Bohr bis zum Orbitalmodell einordnen und ihre Grenzen nennen,
- Flammenfärbung und Linienspektren mit Energieniveaus erklären und mit $E = h \cdot f = h \cdot c/\lambda$ rechnen,
- s-, p-, d- und f-Orbitale beschreiben und die vier Quantenzahlen deuten (Pauli-Prinzip, Kapazität $2n^2$),
- Elektronenkonfigurationen nach Aufbauprinzip und Hundscher Regel aufstellen (Kästchen- und Kurzschreibweise) und aus dem Periodensystem ablesen,
- die Ausnahmen Cr und Cu sowie die Konfiguration von Ionen begründen und Ionenladungen vorhersagen.

02 Voraussetzungen

Grundlagen-Folge 4 (Atombau, Ordnungszahl, Isotope, Schalenmodell, Valenzelektronen). Für das Rechenbeispiel: Zehnerpotenzen und Einheiten (J, eV, nm). Rutherford-Streuung und Wasserstoffspektrum ausführlich in der Physik-Serie, Folge 13 Advanced. Die Konfiguration wird in Folge 5 Advanced (Ionisierungsenergie, Elektronegativität) und 6 Advanced (Bindungen) weiter verwendet.

03 Ablauf des Videos

ZEIT	KAPITEL	INHALT UND BEISPIEL
0:00	Einstieg	Flammenfarben Sr, Na, Cu als Strichcode · Ident · Serien-Fahrplan · Projekt: Elektroden Zn/Cu
0:46	Was du brauchst	Kern, Hülle, Ordnungszahl, Isotope, Schalen, Valenzelektronen

1:31	Modelle im Zeitraffer	Dalton, Thomson, Rutherford (≈ 1 von 8000), Bohr · Grenzen
2:46	Energieniveaus und Licht	E = h·f · Rechenbeispiel Na-Linie 589 nm → $3{,}37 \cdot 10^{-19}$ J ≈ 2,1 eV · Helium, Natriumdampflampe, H-Spektrum, Polarlicht
4:26	Vom Bahn- zum Orbitalmodell	Elektron als Welle · Orbital ≈ 90 % · s, p, d, f
5:19	Quantenzahlen	n, l, m, s · Pauli (Merksatz 1) · $2n^2$ · Adresse des 3s-Elektrons von Na
6:51	Aufbauprinzip und Hund	Energieleiter · Hund (Merksatz 2) · S [Ne] $3s^2\ 3p^4$ · Fe [Ar] $3d^6\ 4s^2$ PAUSE-FRAGE Sauerstoff
8:50	Konfiguration aus dem Periodensystem	Blöcke · Kalium PAUSE-FRAGE Calcium · Hauptgruppen (Merksatz 3) · Edelgasoktett
10:11	Ausnahmen und Ionen	Cr $3d^5\ 4s^1$ · Cu $3d^{10}\ 4s^1$ · Fe^{2+}, Fe^{3+} · Elektroden Zn/Cu · Al
11:36	Ionenladungen vorhersagen	Na^+, Cl^-, Mg^{2+}, O^{2-} isoelektronisch mit Edelgasen PAUSE-FRAGE Kalium
12:44	Prüfungsfallen	vier Fallen (siehe 04)
13:26	Zusammenfassung	fünf Kernaussagen
14:01	Quiz	4 Fragen · Endkarte Folge 5 Advanced

04 Prüfungsfallen und Fehlvorstellungen

- „3d wird vor 4s besetzt“ – beim Aufbau 4s vor 3d; beim Ionisieren gehen die 4s-Elektronen zuerst (Fe^{2+} = [Ar] $3d^6$).
- „Ein Orbital ist eine Bahn“ – ein Orbital ist ein Aufenthaltsraum (Wahrscheinlichkeit ≈ 90 %), keine Bahn.
- „Stickstoff $2p^3$ = ↑↓ ↑ _“ – nach Hund ↑ ↑ ↑: drei ungepaarte Elektronen mit parallelem Spin.
- „Kupfer = [Ar] $3d^9\ 4s^2$“ – richtig ist [Ar] $3d^{10}\ 4s^1$ (voll besetzte d-Unterschale); ebenso Cr [Ar] $3d^5\ 4s^1$.
- „Bohrs Modell ist falsch“ – es erklärt Energieniveaus und das H-Spektrum richtig, versagt aber bei Mehrelektronenatomen und mit Bahnen.

05 Einsatz im Unterricht

Einstieg: Flammenfärbung im Schullabor (Magnesiastäbchen, Lösungen von LiCl, NaCl, KCl, $SrCl_2$, $CuCl_2$) mit Taschenspektroskop.

Übung: Konfigurationen in Kästchen für Z = 1–36 mit dem PSE daneben; Ausnahmen Cr und Cu begründen.

Rechnen: Photonenenergie für weitere Linien (H-α 656 nm, Li 671 nm) bestimmen (Arbeitsblatt Aufgabe 2).

Repetition: Kapitel 9–12 vor der Prüfung; Quiz pausieren und begründen lassen.

Sicherheit: Flammenfärbung nur im Schullabor mit Lehrperson (Bunsenbrenner, Kupfer- und Strontiumsalze sind gesundheitsschädlich; Reste nicht in den Ausguss).

06 Quellen

- CODATA 2018: h = 6,626 070 15·10⁻³⁴ J·s (exakt), c = 299 792 458 m/s, 1 eV = 1,602 176 634·10⁻¹⁹ J
- NIST Atomic Spectra Database: Na-D-Linien 589,0/589,6 nm; H-Balmer-Linien 656,3 / 486,1 / 434,0 / 410,2 nm; O-I-Linie 557,7 nm (Polarlicht)
- Geiger, H.; Marsden, E. (1909): ≈ 1 von 8000 α-Teilchen wird um mehr als 90° gestreut; Rutherford, E. (1911), Phil. Mag. 21, 669
- Elektronenkonfigurationen nach IUPAC/NIST (Grundzustände), u. a. Cr [Ar] $3d^5\ 4s^1$, Cu [Ar] $3d^{10}\ 4s^1$, Zn [Ar] $3d^{10}\ 4s^2$
- Kantonaler Lehrplan Gymnasium (Chemie: Atombau, Periodensystem); Bildungsstandards Chemie Abitur (KMK)

NAME _____ KLASSE _____ DATUM _____

Atommodelle und Elektronenkonfiguration

1 Merksätze ergänzen ●○○

Höchstens _____ Elektronen pro Orbital – mit _____ Spin (Pauli).

Gleichwertige Orbitale werden erst _____, dann _____ besetzt (Hund).

Die Stellung im _____ verrät die Elektronenkonfiguration.

2 Berechne: Photonenenergie ●●○

Lithium färbt die Flamme rot (λ = 671 nm). Berechne die Energie eines Photons in Joule und in Elektronenvolt. Vergleiche mit der Natrium-Linie (2,1 eV) und begründe, welcher Elektronensprung grösser ist.

3 Gib an: Konfigurationen ●●○

Schreibe die vollständige Konfiguration, die Kurzschreibweise und die Kästchen der äussersten Unterschale: a) Phosphor (Z = 15) b) Mangan (Z = 25) c) Selen (Z = 34)

4 Bestimme: ungepaarte Elektronen ●●○

Wie viele ungepaarte Elektronen haben N, O, F, Fe und Fe^{3+}? Begründe mit Hund.

5 Begründe: Ausnahmen ●●●

Erwartet wäre für Kupfer [Ar] $3d^9\ 4s^2$. Begründe die tatsächliche Konfiguration. Gib die Konfigurationen von Cu^+ und Cu^{2+} an.

6 Leite her: Kapazität einer Schale ●●●

Zeige mit den Quantenzahlen n, l und m, dass die dritte Schale 9 Orbitale und damit 18 Elektronen fasst. Wie viele wären es für n = 5?

7 Sage voraus: Ionen ●●○

Welche Ionen bilden Ca, S, Al und Br? Welche dieser Ionen sind isoelektronisch mit Argon?

8 Quiz aus dem Video – kreuze an ●○○

a) p-Unterniveau fasst ☐ 2 ☐ 6 ☐ 10

b) nach 3p kommt ☐ 3d ☐ 4s ☐ 4p

c) Cu im 4s ☐ keines ☐ eines ☐ zwei

d) eigene Flammenfarbe wegen ☐ Masse ☐ Energieniveaus ☐ Flammentemperatur

Lösungen

1 Merksätze

zwei, entgegengesetztem · einzeln, paarweise · Periodensystem

2 Photonenenergie

$E = h \cdot c/\lambda = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J·s · $3{,}00 \cdot 10^{8}$ m/s : $6{,}71 \cdot 10^{-7}$ m = $2{,}96 \cdot 10^{-19}$ J; : $1{,}602 \cdot 10^{-19}$ J/eV ≈ 1,85 eV. Kleiner als bei Natrium (2,1 eV): Der Sprung bei Lithium ist kleiner, das Licht langwelliger (rot statt gelb).

3 Konfigurationen

a) P: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$ = [Ne] $3s^2\ 3p^3$; 3p: ↑ ↑ ↑ b) Mn: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$ = [Ar] $3d^5\ 4s^2$; 3d: ↑ ↑ ↑ ↑ ↑ c) Se: [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$; 4p: ↑↓ ↑ ↑

4 Ungepaarte Elektronen

N 3 (2p ↑↑↑) · O 2 · F 1 · Fe 4 ($3d^6$: ein Paar, vier einzeln) · Fe^{3+} 5 ($3d^5$, halb besetzt). Nach Hund werden gleichwertige Orbitale erst einzeln mit parallelem Spin besetzt.

5 Kupfer

[Ar] $3d^{10}\ 4s^1$: Eine voll besetzte d-Unterschale ist energetisch besonders günstig; 4s und 3d liegen so nah beieinander, dass der Wechsel eines Elektrons insgesamt Energie spart. Cu^+ = [Ar] $3d^{10}$; Cu^{2+} = [Ar] $3d^9$ (zuerst geht das 4s-Elektron).

6 Kapazität

n = 3: l = 0 (s, m = 0: 1 Orbital), l = 1 (p, m = −1, 0, +1: 3), l = 2 (d, m = −2 … +2: 5) → 9 Orbitale · 2 = 18 Elektronen = $2 \cdot 3^2$. Für n = 5: $2 \cdot 5^2 = 50$ (25 Orbitale).

7 Ionen

Ca^{2+}, S^{2-}, Al^{3+}, Br^-. Isoelektronisch mit Argon: Ca^{2+} und S^{2-} (Al^{3+} wie Neon, Br^- wie Krypton).

8 Quiz

a) 6 b) 4s c) eines d) Energieniveaus