LEHRERINFO ZUM VIDEO

Periodensystem und chemische Eigenschaften

FACH	STUFE	DAUER	VIDEO
Chemie	Gymnasium (Klasse 10–12)	14 min	youtube.com/@Erklaerbaer

01 Lernziele

Nach dem Video können die Schülerinnen und Schüler …

- effektive Kernladung und Abschirmung als Ursache der periodischen Trends erklären (grob und nach Slater),
- Atom- und Ionenradien vergleichen, auch in isoelektronischen Reihen,
- Ionisierungsenergien deuten: Trend, Sprünge (Zahl der Valenzelektronen) und die Knicke bei B und O,
- Elektronenaffinität und Elektronegativität unterscheiden und aus der EN-Differenz den Bindungstyp abschätzen,
- Metallcharakter und Säure-Base-Verhalten der Oxide ableiten und die Reaktivität von Alkalimetallen und Halogenen vorhersagen.

02 Voraussetzungen

Folge 5 Grundlagen (Aufbau des Periodensystems, Valenzelektronen, Gruppen) und Folge 4 Advanced (Orbitale, Elektronenkonfiguration, Blöcke). Energien bewusst in eV pro Atom; kJ/mol folgen mit dem Mol in Folge 8. Bindungstypen ausführlich in Folge 6 Advanced, Säuren und Basen in Folge 12, Redox und Spannungsreihe in Folge 13.

03 Ablauf des Videos

ZEIT	KAPITEL	INHALT UND PRAXISBEISPIEL
0:00	Einstieg	Natrium: 5,1 eV gegen 47,3 eV · Ident · Advanced-Projekt Zelle: edel und unedel
0:43	Was du brauchst	Ordnungszahl, Perioden und Gruppen (05G) · Blöcke s, p, d, f (04A)
1:20	Effektive Kernladung	Na: 11 − 10 = +1 grob, 11 − 8,8 = +2,2 nach Slater · Periode 3 nach rechts steigend · Gruppe 1 nach unten ähnlich (Merksatz 1)

2:26	Atom- und Ionenradius	Na → Na^+, Cl → Cl^- · isoelektronische Reihe $Mg^{2+} < Na^+ < F^- < O^{2-}$
3:43	Ionisierungsenergie	Trend · Na 5,1 / 47,3 / 71,6 eV · Rätsel 6,0 / 18,8 / 28,4 / 120 eV → Al · Knicke B und O (Merksatz 2) PAUSE-FRAGE Mg oder Ca
5:36	Elektronenaffinität	3. Periode, Cl 3,6 eV · Edelgase ≈ 0 · Fluorid im Zahnschmelz
6:16	Elektronegativität	Pauling-Skala · ΔEN: NaCl 2,3, HCl 1,0, Cl_2 0 (Merksatz 3) · Zellen-Baustein 2: Al 1,6 · Zn 1,7 · Cu 1,9
8:07	Metallcharakter und Oxide	Na_2O basisch · SO_3, CO_2 sauer (Mineralwasser) · Al_2O_3 amphoter PAUSE-FRAGE CaO oder SO_2
9:19	Reaktivität vorhersagen	Alkalimetalle nach unten heftiger · Halogene nach oben · Cl_2 + 2 KI (nur Video) · Iod-Stärke-Nachweis · Lithium-Akku
10:32	Prüfungsfallen	vier Fallen (siehe 04)
11:20	Zusammenfassung	sechs Kernaussagen
11:55	Quiz	4 Fragen · Endkarte Folge 6 Advanced

04 Typische Fehlvorstellungen

- „Die Ionisierungsenergie steigt in der Periode ohne Ausnahme“ – Knicke bei B (erstes 2p-Elektron) und O (erste Paarung im 2p) (Kapitel 3 und Fallen).
- „Kationen sind grösser als ihre Atome“ – Kationen kleiner (Schale weg bzw. höhere Kernladung pro Elektron), Anionen grösser (Kapitel 2).
- „Elektronegativität = Elektronenaffinität“ – EN ist eine relative Grösse für Atome in Bindungen, EA eine messbare Energie eines freien Atoms (Kapitel 4 und 5).
- „Edelgase haben die höchste Elektronegativität“ – meist wird keine angegeben; Spitzenreiter ist Fluor (Kapitel 5).
- „Ein edles Metall hat immer die grösste Ionisierungsenergie“ – Cu 7,7 eV < Zn 9,4 eV, trotzdem ist Kupfer edler; massgebend ist das Elektrodenpotential (Folge 13).

05 Einsatz im Unterricht

Einstieg: Tabelle der ersten drei Ionisierungsenergien von Na, Mg, Al ohne Namen austeilen – Gruppen bestimmen lassen, dann Kapitel 3.

Vertiefung: Slater-Regeln für C, N, O, F rechnen lassen und mit den Radien vergleichen (Arbeitsblatt Aufgabe 2).

Experiment (Lehrperson): Chlorwasser in Kaliumiodid-Lösung (Abzug, Schutzbrille); Iod-Stärke-Nachweis mit Kartoffel als Schülerversuch.

Repetition: Kapitel 9–11 vor der Prüfung; Quiz pausieren und begründen lassen.

Hinweise: Radien je nach Definition verschieden (Metall-, Kovalenz-, Ionenradius); die Ionenradien hier nach Shannon für Koordinationszahl 6. Mg und Ar bilden keine stabilen einfach geladenen Anionen (EA ≈ 0 bzw. negativ). Die Grenzen 0,4 und 1,7 für ΔEN sind Faustregeln.

06 Quellen

- Ionisierungsenergien: NIST Atomic Spectra Database (Na 5,139 / 47,29 / 71,62 eV; Mg 7,646 / 15,04 / 80,14 eV; Al 5,986 / 18,83 / 28,45 / 120,0 eV; Cu 7,726; Zn 9,394; Cs 3,894; He 24,59 eV)
- Elektronenaffinitäten: CRC Handbook of Chemistry and Physics (Cl 3,613 eV; F 3,401 eV; S 2,077 eV)
- Elektronegativität: Pauling-Skala (Allred 1961), gerundet auf eine Stelle
- Ionenradien: R. D. Shannon, Acta Cryst. A32 (1976) 751 – Na^{+} 102, Mg^{2+} 72, F^{-} 133, O^{2-} 140, Cl^{-} 181 pm
- J. C. Slater, Phys. Rev. 36 (1930) 57 – Abschirmkonstanten

NAME _____ KLASSE _____ DATUM _____

Periodensystem und chemische Eigenschaften

1 Merksätze ergänzen ●○○

Nach rechts wächst die _____, nach unten der _____ zum Kern.

Sprünge in den Ionisierungsenergien zeigen, wo eine _____ voll ist.

Je grösser die _____, desto polarer die Bindung.

2 Effektive Kernladung nach Slater ●●○

Abschirmung: Elektronen derselben Schale 0,35, der nächstinneren 0,85, weiter innen 1,00. Berechne Z_{eff} für ein Valenzelektron von a) Kohlenstoff (2 – 4) b) Fluor (2 – 7) c) Kalium (2 – 8 – 8 – 1).

3 Radien ordnen ●●○

Ordne nach steigendem Radius und begründe: a) Na, Mg, Cl, K b) S^{2-}, Cl^{-}, K^{+}, Ca^{2+} (alle 18 Elektronen)

4 Ionisierungsenergien deuten ●●○

Ein Element der 3. Periode hat 7,6 · 15,0 · 80,1 · 109 eV, ein anderes 8,2 · 16,3 · 33,5 · 45,1 · 166,8 eV. Welche Elemente sind es?

5 Bindungstyp abschätzen ●●○

EN: H 2,2 · C 2,6 · N 3,0 · O 3,4 · F 4,0 · Na 0,9 · Mg 1,3 · Cl 3,2. Berechne ΔEN und ordne zu (unpolar, polar, ionisch): a) MgO b) H_2O c) CH_4 d) NaF e) O_2

6 Oxide und Reaktivität ●●●

a) Gib die Reaktionsgleichungen von K_2O und von CO_2 mit Wasser an und ordne „sauer“ oder „basisch“ zu. b) Brom wird zu Natriumiodid-Lösung gegeben. Reagiert es? Und Iod mit Natriumbromid? Begründe mit den Trends.

7 Quiz aus dem Video – kreuze an ●○○

a) Höchste EN ☐ Sauerstoff ☐ Fluor ☐ Helium

b) Cl^- ist im Vergleich zu Cl ☐ grösser ☐ kleiner ☐ gleich gross

c) 7,6 / 15,0 / 80,1 eV ☐ Gruppe 1 ☐ Gruppe 2 ☐ Gruppe 13

d) K reagiert heftiger als Na, weil ☐ es schwerer ist ☐ sein Aussenelektron weiter weg ist ☐ es mehr Valenzelektronen hat

Lösungen

1 Merksätze

effektive Kernladung · Abstand · Schale · Elektronegativitätsdifferenz

2 Slater

a) C: $S = 3 \cdot 0{,}35 + 2 \cdot 0{,}85 = 2{,}75 \rightarrow Z_{eff} = 6 - 2{,}75 = 3{,}25$ b) F: $S = 6 \cdot 0{,}35 + 2 \cdot 0{,}85 = 3{,}8 \rightarrow 5{,}2$
c) K: $S = 8 \cdot 0{,}85 + 10 \cdot 1{,}00 = 16{,}8 \rightarrow 2{,}2$. Nach rechts steigt Z_{eff} stark, nach unten kaum.

3 Radien

a) Cl < Mg < Na < K (in der Periode nach rechts kleiner, K hat eine Schale mehr). b) $Ca^{2+} < K^{+} < Cl^{-} < S^{2-}$ (gleich viele Elektronen, mehr Protonen ziehen stärker).

4 Ionisierungsenergien

Erstes: Sprung nach dem 2. Elektron → Gruppe 2, 3. Periode → Magnesium. Zweites: Sprung nach dem 4. Elektron → Gruppe 14 → Silizium.

5 Bindungstyp

a) MgO 3,4 − 1,3 = 2,1 ionisch b) H_2O 3,4 − 2,2 = 1,2 polar c) CH_4 2,6 − 2,2 = 0,4 praktisch unpolar d) NaF 4,0 − 0,9 = 3,1 ionisch e) O_2 0 unpolar

6 Oxide und Reaktivität

a) $K_2O + H_2O \rightarrow 2\ KOH$ (basisch); $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$ (sauer). b) $Br_2 + 2\ NaI \rightarrow 2\ NaBr + I_2$: ja, Brom ist das stärkere Halogen (kleiner, zieht Elektronen stärker an). Iod + Natriumbromid: keine Reaktion.

7 Quiz

a) Fluor b) grösser c) Gruppe 2 d) sein Aussenelektron weiter weg ist