

Lösungen KW20

S. 119

A2: zur Lösung muss das PSE hinten im Buch konsultiert werden

- Je kleiner die Hauptgruppenzahl im PSE, desto niedriger die Ionisierungsenergie bzw. je größer die Hauptgruppenzahl, desto höher. Dies kann man durch den Vergleich von z.B. Li, Na und K sehr gut erkennen, welches Elemente der 1. HG sind, ebenso an He, Ne und Ar als Vertreter der 8. HG. Es gibt auch Ausnahmen, wie der Vergleich von Be und Mg (2. HG) mit B und Al (3. HG) zeigt, sowie den Vertretern der 5. (N und P) und 6. HG (O und S). Insgesamt ist aber eindeutig ein Anstieg der Ionisierungsenergie zu erkennen.
- Krypton sollte eine relativ hohe Ionisierungsenergie haben, da es in der 8. HG zu finden ist. Da diese aber mit höherer Ordnungszahl immer mehr sinkt, sollte er in etwa auf Höhe von Cl oder P liegen. Rb sollte noch niedriger als der von K sein, da es auch in der 1. HG zu finden ist und in dieser Gruppe die Ionisierungsenergien mit steigender Ordnungszahl sinken.
Des Weiteren sollte hier auch noch angeführt werden, dass dies daran liegt, dass die Außenelektronen (die ersten, die abgespalten werden) immer weiter entfernt vom Kern liegen und somit weniger stark angezogen werden.
- Isotope besitzen keine unterschiedliche Schalenbesetzung, da sich nur die Neutronenzahl ändert, nicht aber die Anzahl der Elektronen

A3:

Der Cartoon ist insofern korrekt, dass ein Atom nicht länger als solches bezeichnet wird, wenn es ein Elektron verliert. Wir nennen dies dann ein „Ion“ oder genauer „Kation“. Letzteres ist die genaue Bezeichnung für ein positiv geladenes Ion. Positiv geladen ist es, weil die Anzahl von Protonen nun die Anzahl von Elektronen überwiegt, welche als Atom identisch ist und daher neutral. Die Darstellung, dass dies durch einen „Schlag“ geschähe, ist chemisch betrachtet eher inkorrekt.

A4:

Hier solltest du in eigenen Worten die folgende Textstelle von S. 118 wiedergeben: „Je näher Elektronen sich am Kern befinden, desto stärker werden sie von ihm angezogen und desto höher ist ihre Ionisierungsenergie. Diese steigt von Elektron zu Elektron, da nach jedem entfernten Elektron die Abstoßung der restlichen Elektronen untereinander sinkt. Sie rücken näher an den Kern und es ist mehr Energie zum Entfernen nötig.“ Ein Beispiel: Je näher ein Elektron am Kern ist, desto stärker zieht dieser es an. Daraus folgt, dass auch mehr Energie aufgewendet werden muss, es zu entfernen. Da nun weniger Elektronen da sind, wird auf die Restlichen vom Kern eine stärkere Anziehungskraft gewirkt und sie stoßen sich gegenseitig weniger stark ab, wodurch es schwieriger wird sie zu entfernen.

S.121

A1: p^+ und e^- = Ordnungszahl, n = Massenzahl – Ordnungszahl

Name	Si	Mn	Ti	Se	Ar	Xe	Ag
Atommasse	28,09	54,94	47,88	78,96	39,95	131,29	107,87
p^+	14	25	22	34	18	54	47
n	14	20	26	45	22	77	61
e^-	14	25	22	34	18	54	47

A2:

$2 * n^2 = \text{Elektronenanzahl pro Schale}$

$$K (n=1) = 2 * 1^2 = 2$$

$$L (n=2) = 2 * 2^2 = 8$$

$$M (n=3) = 2 * 3^2 = 18$$

$$N (n=4) = 2 * 4^2 = 32$$

$$O (n=5) = 2 * 5^2 = 50$$

A3:

Die Atomradien nehmen im PSE von oben nach unten zu und von links nach rechts ab.

A4:

Massenzahl	162													167	51
Ordnungszahl		25	53					63	102	66					
Neutronenzahl				26			12								
Elektronenzahl					45						68				
Protonenzahl						53						71	99		
Lösungsbuchstabe	D	M	I	T	R	I	M	E	N	D	E	L	E	E	V

- Lösungselemente:
- Dy: Dysprosium
 - Mn: Mangan
 - I: Iod
 - Ti: Titan
 - Rh: Rhodium
 - I: Iod
 - Mg: Magnesium
 - Eu: Europium
 - No: Nobelium
 - Dy: Dysprosium
 - Er: Erbium
 - Lu: Lutetium
 - Es: Einsteinium
 - Er: Erbium
 - V: Vanadium