

Hinweise zur Tabelle der Ionisierungsenergien (G. Baars)

4.3 Das Schalenmodell der Elektronenhülle

Ionisierungsenergien (IE) der Elemente 1 bis 20 als Tabelle

Die experimentell ermittelten Werte der Ionisierungsenergien sind ein ausgezeichnetes Mittel, um ein strukturiertes Atommodell zu entwickeln. Es ist zweckmässig, den Schülerinnen und Schülern (S+S) je ein Exemplar der Tabelle auszuteilen und darüber zu diskutieren. Dabei sollte man wichtige Erkenntnisse einzeichnen, bevor die Abbildung auf Seite 95 betrachtet wird, da diese schon die Ergebnisse der Diskussion vorwegnimmt.

Zwei Tabellen stehen zur Verfügung, eine mit und eine ohne die Information hinsichtlich Aufteilung der Elektronen auf die verschiedenen Energieniveaus (Elektronenschalen). Die Word-Versionen lassen sich verändern, im Gegensatz zu den pdf-Tabellen.

Vorschlag zum Einsatz der IE-Tabelle im Unterricht:

- Aufbau der Tabelle besprechen: Energieangabe in eV und kJ/mol; Nummern der abgespalteten Elektronen eines Atoms; Anordnung der Elementsymbole der Elemente 1 bis 20 untereinander, die Perioden 1–2, 3–10 und 11–18 durch einen kleinen, waagerechten Strich abtrennen, Vergleich mit dem Periodensystem (PSE)
- Diskussion über die Grösse der Atome H und He: kleine IE-Werte für das H-Atom → schwache Anziehung zwischen Atomkern und Elektron; die grösseren IE-Werte für das He-Atom bedeuten, dass die anziehenden Kräfte Atomkern-Elektronen stärker sind; der Abstand Kern-Elektronen ist also kleiner.
→ Die anziehenden Kräfte zwischen elektrisch geladenen Teilchen sind umso stärker, je kleiner der Abstand ist und umgekehrt (Coulomb-Gesetz).
- Warum nehmen die IE-Werte zu, wenn mehrere Elektronen einem Atom abgespalten werden? In einem Atom herrscht ein Gleichgewicht zwischen den anziehenden Kräften Kern und Elektronen bzw. den abstossenden Kräften zwischen den Elektronen. Wird ein Elektron abgespalten, nehmen die abstossenden Kräfte zwischen den Elektronen ab. Dadurch sind die restlichen Elektronen näher am Kern; kleinerer Abstand, stärkere anziehende Kräfte.
- Detaillierte Betrachtung der IE-Werte, z. B. für das C-Atom: die Differenzen der IE-Werte für die Elektronen 1 bis 3 sind alle von ähnlicher Grössenordnung; zwischen den Elektronen 4 und 5 ist die Differenz gross, die dann wieder kleiner wird zwischen den Elektronen 5 und 6; Begründung: anscheinend sind die 6 Elektronen eines C-Atoms nicht gleich weit vom Atomkern entfernt; zwei Elektronen sind in der Elektronenhülle nahe am Kern (kleiner Abstand, starke anziehende Kräfte, energiearm) und vier Elektronen haben einen grossen Abstand vom Kern (schwache anziehende Kräfte, energiereich).
Mit diesen Überlegungen können die S+S die «Sprünge» selbständig einzeichnen: senkrechter kleiner Strich an den Stellen mit einer grossen IE-Differenz und diese Striche dann mit waagerechten zu einer Treppe verbinden (vgl. Skizze).
Ergebnis dieser Überlegungen: In den Elektronenhüllen der Atome gibt es Gruppen von Elektronen, die sich in Räumen unterschiedlicher Energien aufhalten (Elektronenschalen).

- Vergleich der IE-Energien der Atome
Li, Na, K: **ein** energiereiches (Valenz-)Elektron → Hauptgruppe **I A**
Be, Mg, Ca: **zwei** energiereiche (Valenz-)Elektronen → Hauptgruppe **II A**
B, Al: **drei** energiereiche (Valenz-)Elektronen → Hauptgruppe **III A**
→ Die Nummer der Hauptgruppe entspricht der Anzahl Valenzelektronen der entsprechenden Atome.
- Gemeinsamkeit der Atome 1 bis 2, 3 bis 10, 11 bis 18: sie stehen jeweils im PSE in derselben Periode
→ Die Periodennummer entspricht der Anzahl Elektronenschalen in den entsprechenden Atomen.
- Vergleich der IE-Werte der Valenzelektronen innerhalb einer Periode:
Nichtmetallatome haben grosse, Metallatome kleine EN-Werte.
→ Nichtmetallatome binden Elektronen stark, Metallatome schwach; die Modellvorstellung des Atomrumpfs verfeinert diese Aussage mithilfe der Rumpfladung und Rumpfgrösse (Abschnitt 4.6).
→ Mit diesem Modell lassen sich die Bindungsarten (Elektronenpaarbindung, Ionenbindung, Metallbindung) sehr leicht verstehen.
- Unterschalen und IE-Tabelle (Exkurs 4.8): Elektronenschalen enthalten Unterschalen unterschiedlicher Energie innerhalb der verschiedenen Elektronenschalen (Energienstufen). Untersucht man die IE-Werte innerhalb der einzelnen Elektronenschalen auf «Energiesprünge», so stellt man fest, dass es z. B. in der Reihe B bis Ne in der 2. Elektronenschale zwei leicht unterschiedliche Energieniveaus gibt: s- und p-Unterschalen (vgl. Tabelle 4.7).; die «s-Elektronen» sind etwas energieärmer als die «p-Elektronen».
- mögliche Ergänzungen durch die Schülerinnen und Schüler:

Ionisierungsenergien in Elektronenvolt (eV, 1 eV = 95.8 kJ/mol)

Nr.	Symbol	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20 abgespaltenes Elektron	
1	H	13.6																				Elektronenzahl = 1
2	He	24.6	54.4																			= 2
3	Li	5.4	75.6	122.5																		1 + 2 = 3
4	Be	9.3	18.2	153.9	217.7																	2 + 2 = 4
5	B	8.3	25.2	37.9	239.4	340.2																3 + 2 = 5
6	C	11.3	24.4	47.9	64.5	392.1	490.0															4 + 2 = 6
7	N	14.5	29.6	47.5	77.5	97.9	552.1	667.0														5 + 2 = 7
8	O	13.6	35.1	54.9	77.4	113.9	138.1	739.3	871.4													6 + 2 = 8
9	F	17.4	35.0	62.7	87.1	114.2	157.2	185.2	953.7	1103.1												7 + 2 = 9
10	Ne	21.6	41.0	63.5	97.1	126.2	157.9	207.3	239.0	1195.8	1362.2											8 + 2 = 10
11	Na	5.1	47.3	71.6	98.9	138.4	172.2	208.5	264.2	299.9	1465.1	1648.7										1 + 8 + 2 = 11
12	Mg	7.6	15.0	80.1	109.2	141.3	186.5	224.9	265.9	328.0	367.5	1761.8	1962.6									2 + 8 + 2 = 12
13	Al	6.0	18.8	28.4	120.0	153.7	190.5	241.4	284.6	330.2	396.6	442.1	2083.9	2304.0								3 + 8 + 2 = 13
14	Si	8.1	16.3	33.5	45.1	166.8	205.0	246.5	303.2	351.2	404.4	476.1	523.5	2437.7	2673.1							4 + 8 + 2 = 14
15	P	10.5	19.7	30.2	51.4	65.0	220.4	263.2	309.4	371.7	424.5	479.6	560.4	611.9	2816.9	3069.9						5 + 8 + 2 = 15
16	S	10.4	23.3	34.8	47.3	72.7	88.0	280.9	328.2	379.1	447.1	504.8	564.6	651.6	707.1	3223.8	3494.0					6 + 8 + 2 = 16
17	Cl	13.0	23.8	39.6	53.5	67.8	97.0	114.2	348.3	400.1	435.6	529.3	592.0	656.7	749.7	809.4	3658.4	3946.3				7 + 8 + 2 = 17
18	Ar	15.8	27.6	40.9	59.8	75.0	91.0	124.3	143.5	422.4	478.7	539.0	618.2	686.0	755.7	854.8	918	4120.8	4426.2			8 + 8 + 2 = 18
19	K	4.3	31.6	45.7	60.9	82.7	100.0	117.6	154.9	173.8	503.4	564.1	629.1	714.0	787.1	861.8	968	1034	4611.0	4934.0		1 + 8 + 8 + 2 = 19
20	Ca	6.1	11.5	50.9	67.1	84.4	108.8	127.7	147.2	188.5	211.3	591.3	656.4	726.0	816.6	895.1	974	1067	1157	5129.0	5469.7	2 + 8 + 8 + 2 = 20