

Lernaufgabe zum Thema

„Schalenmodell des Atoms“

für das Unterrichtsfach Chemie.

Schultyp: Mittelschule

Adressat: 1. Semester Chemieunterricht

Bearbeitungsdauer gesamt:	45 min.
Hinführung zur Lernaufgabe:	15 min.
Bearbeitung der Lernaufgabe:	15 min.
Nach-Besprechung der Lernaufgabe:	15 min.

Autorin:	Dr. Angela Lehnert
Betreuer:	Dr. Walter Caprez
Fassung:	vom 30.9.97
Korrekturen:	14.10.99 / EducETH ts
Schulerprobung:	noch nicht erprobt

Leitidee:

Der **strukturelle Aufbau von Atomen** ist sowohl für die Physik wie auch für chemische Fragestellungen eminent wichtig: Radioaktive Zerfälle sind physikalischer Art und beruhen auf Veränderungen im Atomkern. Chemische Reaktionen dagegen sind durch Veränderungen der Elektronenhülle charakterisiert.

Viele Wissenschaftler beschäftigen sich deshalb mit der Entwicklung möglicher Atommodelle. Ziel ist dabei die Erklärung bestimmter Phänomene auf der Ebene der kleinsten Teilchen. Mit einem einzigen Modell können nicht sämtliche Beobachtungen ausreichend gedeutet werden. Man gelangt immer wieder an die Grenzen eines Modells.

Durch die Lernaufgabe zum Thema „Schalenmodell des Atoms“ soll den Schülern und Schülerinnen klar werden,

- dass die **Elektronenhülle strukturiert** aufgebaut ist,
- dass mit dem **Rutherford'schen Atommodells** die unterschiedlichen Ionisierungsenergien nicht erklärt werden können.

Dispositionsziele:

- Die Schülerinnen und Schüler erkennen, wie aus experimentellen Daten (Ionisationsenergien) eine Modellvorstellung entwickelt werden kann.
- Anhand dieser Lernaufgabe wird ihnen bewusst, dass jedes Modell nur für bestimmte Fragestellungen Gültigkeit besitzt. Sie sehen die Grenzen des Rutherford'schen Atommodells.

Operationalisierte Lernziele:

- Die Schüler und Schülerinnen können den Begriff „Ionisierungsenergie“ definieren.
- Sie kennen die grundlegenden Annahmen für das Schalenmodell und können den Mitschülern und -schülerinnen dieses Modell erläutern.

Vorkenntnisse:

Die Schüler und Schülerinnen haben gerade die „erste Tuchfühlung“ mit dem Fach „Chemie“ aufgenommen. Sie haben erste Vorstellungen, wie ein Atom aufgebaut sein könnte. Sie wissen, dass ein **Atom aus Protonen, Neutronen und Elektronen** aufgebaut ist und kennen das Kern-Hülle-Modell von Rutherford. Sie kennen das Phänomen der elektrostatischen Kräfte und das Coulombgesetz, wenigstens in seiner qualitativen Form.

Aufbau der Schulstunde:

Die Lernaufgabe soll nach einer 15-minütigen Einführung in die Stunde durchgeführt werden. Sie dauert ca. 15 Minuten. Anschliessend werden ein bis zwei von den Schülern und Schülerinnen entwickelte Modelle vorgestellt. Das Schalenmodell wird als mögliche Lösung der Lernaufgabe eingeführt.

⇒ Einführung in die Stunde

Sie beinhaltet die folgenden Themen:

- Wiederholung des Rutherford'schen Atommodells: Ein **Atom** ist nach Rutherford aus einem **Atomkern** und einer **Elektronenhülle** aufgebaut. Dabei existieren in der Elektronenhülle genauso viele Elektronen wie Protonen im Kern.
- Sie werden die Vermutung äussern, dass die Elektronen in der Elektronenhülle nicht einfach „herumschwirren“, sondern dass die Elektronenhülle eine Struktur besitzt. Sie weisen darauf hin, dass es zum Verständnis chemischer Vorgänge wichtig ist, den **Aufbau der Elektronenhülle** zu kennen.
- Anschliessend leiten Sie über zur Lernaufgabe.

Informationen über den Aufbau der Elektronenhülle erhält man, wenn man die Energien vergleicht, welche zur Abtrennung einzelner Elektronen aus verschiedenen Atomen aufgewendet werden müssen:

Führt man einem Atom Energie zu, so können die Elektronen Energie aufnehmen und ihren Abstand vom Kern verändern. Bei genügend grosser Energiezugabe kann man der Elektronenhülle eines Atoms Elektronen entreissen. Dem Atom fehlen dann Elektronen. Es entsteht ein positives Ion. Die zum Entfernen des Elektrons aufzuwendende Energie heisst dann „**Ionisierungsenergie**“.

Man nennt die Energie, die zum Entfernen des ersten Elektrons benötigt wird, **1. Ionisierungsenergie**. Wird das zweite Elektron aus der Elektronenhülle abgetrennt, so wird eine Energiemenge, die als **2. Ionisierungsenergie** bezeichnet wird, verbraucht. Ebenso lässt sich eine dritte, vierte, fünfte usw. Ionisierungsenergie bestimmen.

⇒ Durchführung der Lernaufgabe:

Die Schüler und Schülerinnen erhalten ein Diagramm, in dem die Ionisierungsenergien eines Schwefelatoms dargestellt sind. Anhand dieses Diagramms sollen Folgerungen über die Anordnung der Elektronen im Atom gezogen werden. Die schnellen Schüler und Schülerinnen überprüfen ihre Modellvorstellung mit Hilfe der Tabelle der ersten 20 Ionisierungsenergien.

Die Schüler und Schülerinnen sollen erarbeiten,

- dass einige Elektronen leichter als die restlichen abgetrennt werden,
- dass einige Ionisierungsenergien in ihrem Wert vergleichbar sind, andere sprunghaft ansteigen und sie sollen die Schlussfolgerung ziehen,
- dass sich die Elektronen eines Atoms gruppenweise unterschiedlich weit vom Kern entfernt aufhalten.

Das Neue

Die Schüler und Schülerinnen sollen anhand dieser Aufgabe nachvollziehen, wie Wissenschaftler Probleme lösen. Sie sollen - als Forscher - ein mögliches Elektronenhüllen-Modell entwerfen. Ihnen soll klar werden, dass die Atomhülle strukturiert aufgebaut ist und dass die Ionisierungsenergien die Struktur der Elektronenhülle widerspiegeln. Sie gelangen zu den Grundzügen des Schalenmodells.

Weiterentwicklung des Rutherford'schen Atommodells

Lernziel:

Sie lernen ein neues Atommodell kennen. Es ist eine Weiterentwicklung des Rutherford'schen Atommodells. Mit diesem Modell können chemische Vorgänge gedeutet werden.

Stundenablauf:

- Einführung:
Wiederholung des Rutherford'schen Atommodells.
Ionisation von Atomen.
Was verstehen wir unter Ionisierungsenergie? 15 min.
- Durchführung der Lernaufgabe 15 min.
- Vorstellung und Diskussion der Ergebnisse
und Klärung offen gebliebener Fragen 15 min.

Weiterentwicklung des Rutherford'schen Atommodells

Wir haben uns in den letzten Stunden mit dem Rutherford'schen Atommodell befasst. Wie könnten wir das bestehende Modell weiterentwickeln? Darum geht es in der heutigen Stunde.

Wir fragen uns, wie die Elektronen in der Elektronenhülle angeordnet sind. Schwirren sie ungeordnet umher? Sind sie einer bestimmten Ordnung unterworfen? Unsere Aufgabe ist es nun, - als Forscher - ein mögliches Elektronenhüllen-Modell zu entwerfen (**Lernziel**).

Wie ist diese Unterrichtsstunde aufgebaut? (**Stundenablauf**)

- **Einführung in die Stunde:**

Zunächst wiederholen wir gemeinsam die **Grundlagen des Rutherford'schen Atommodells**. Ich werde Ihnen anschliessend erläutern, wie wir Informationen über den Aufbau der Elektronenhülle erhalten?

Die Einführung wird circa **fünfzehn Minuten** dauern. Mit den erhaltenen Hintergrundinformationen wird es für Sie möglich, die folgende Lernaufgabe zu bearbeiten.

- **Durchführung der Lernaufgabe**

In dieser Lernaufgabe sollen Sie ein mögliches Elektronenhüllen-Modell entwerfen. Die Zeit zur Bearbeitung der Aufgabe beträgt **15 Minuten**. Sie wird nicht benotet. Sie können selber entscheiden, ob Sie alleine oder zu zweit arbeiten.

- **Vorstellung der Ergebnisse und Diskussion:**

In den verbleibenden **15 Minuten** stellen Ihnen einige Mitschüler und Mitschülerinnen ihre Ergebnisse vor. Wir diskutieren und verfeinern gemeinsam diese Modellvorschläge und halten die wichtigsten Punkte schriftlich fest.

Lernaufgabe zum Thema „Elektronenhülle“

Allgemeines zum Vorgehen:

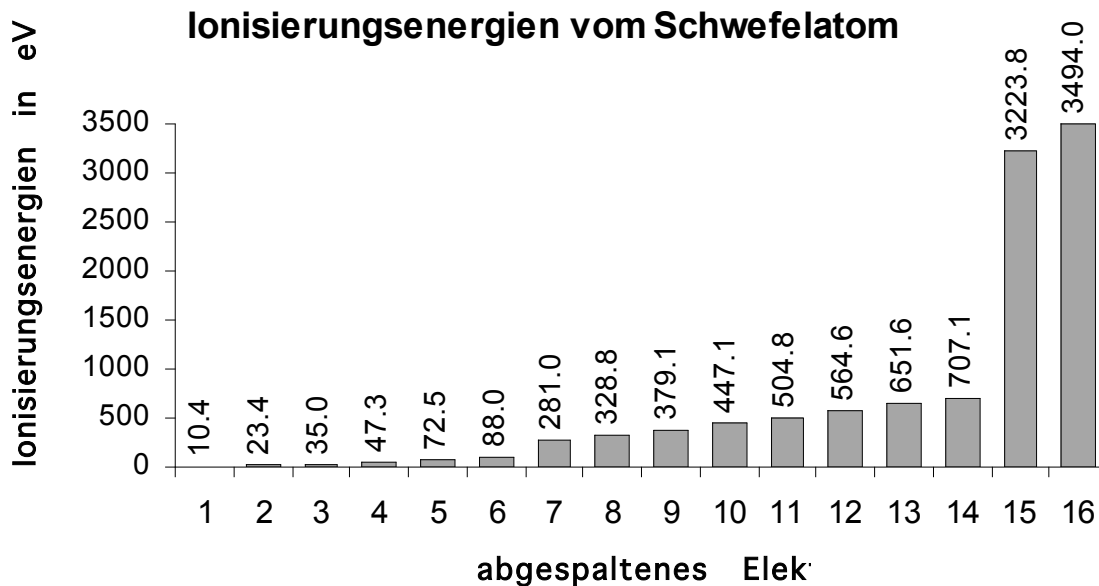
Die Zeit zur Bearbeitung dieser Aufgabe beträgt 15 Minuten. Sie wird nicht benotet. Arbeiten Sie alleine oder zu zweit. Benutzen Sie neben dem Diagramm und der Tabelle der Ionisierungsenergien auch das Periodensystem.

Die Aufgabenstellung:

Versetzen Sie sich gedanklich in das Jahr 1912. Stellen Sie sich vor, Rutherford hätte Ihnen sein Atommodell soeben vorgestellt. Sie stellen schnell fest, dass sich dieses Modell zur Erklärung verschiedener Ionisierungsenergien nicht anwenden lässt und keine Aussagen über die Anordnung der Elektronen in der Hülle macht. Ihre Aufgabe ist es nun, - als Forscher - ein mögliches Elektronenhüllen-Modell zu entwerfen, mit dem Sie die verschiedenen Ionisierungsenergien deuten können.

Gehen Sie dabei in folgenden Schritten vor:

1. Die Ionisierungsenergien des Schwefelatoms sind im folgenden Diagramm dargestellt. Welche Besonderheiten können Sie feststellen?
Wie müssen die Elektronen in der Hülle angeordnet sein, damit diese Ionisationsenergien erklärt werden können? Zeichnen Sie ein Schwefelatom mit der Verteilung der Elektronen.



2. In der folgenden Tabelle sind die Ionisierungsenergien der ersten 20 Elemente wiedergegeben.. Markieren Sie in dieser Tabelle auffällige Regelmässigkeiten. Können Sie die Resultate, die Sie für das Schwefelatom gefunden haben verallgemeinern?

Ionisierungsenergien der ersten 20 Elemente

Nr.	Sym- bol	<i>Ionisierungsenergie in eV*</i>														
		1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.	9.	10	11.	12.	13.	14.	15.
		abgespaltenes Elektron														
1	H	13.6														
2	He	24.6	54.4													
3	Li	5.4	75.6	122.5												
4	Be	9.3	18.2	153.9	217.7											
5	B	8.3	25.2	37.9	259.4	340.2										
6	C	11.3	24.4	47.9	64.5	392.1	490.0									
7	N	14.5	29.6	47.5	77.5	97.9	552.1	667.0								
8	O	13.6	35.1	54.9	77.4	113.9	138.1	739.3	871.4							
9	F	17.4	35.0	62.7	87.1	114.2	157.2	185.2	953.7	1103.1						
10	Ne	21.6	41.0	63.5	97.1	126.2	157.9	207.3	239.0	1195.8	1362.2					
11	Na	5.1	47.3	71.6	98.9	138.4	172.2	208.5	264.2	299.9	1465.1	1648.7				
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			
13	Al	6.0	18.8	28.4	120.0	153.7	190.5	241.4	284.6	330.2	398.6	442.1	2085.9	2304.0		
14	Si	8.1	16.3	33.5	45.1	166.7	205.0	246.5	303.2	351.1	404.4	476.1	523.5	2437.7	2673.1	
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	3069.8
16	S	10.4	23.4	35.0	47.3	72.5	88.0	281.0	328.8	379.1	447.1	504.8	564.6	651.6	707.1	3223.8
17	Cl	13.0	23.8	39.9	53.5	67.8	97.0	114.2	348.3	400.1	455.6	529.3	592.0	656.7	749.7	809.4
18	Ar	15.8	27.6	40.9	59.8	75.0	91.3	124.0	143.5	422.4	478.7	539.0	618.2	686.0	755.7	854.8
19	K	4.3	31.8	45.7	60.9	83.0	100.0	117.6	155.0	176.0	503.4	564.1	629.1	714.0	787.1	861.8
20	Ca	6.1	11.9	50.9	67.0	84.4	108.8	127.7	147.2	188.5	211.3	591.3	656.4	726.0	816.6	895.1

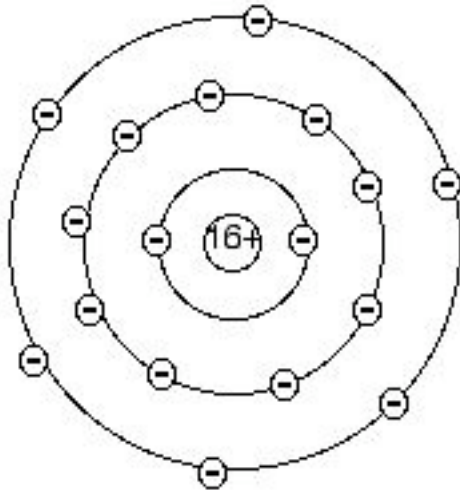
Tabelle entnommen aus: Christen H.-R.: Chemie auf dem Weg in die Zukunft. Frankfurt a. M. 1988, S. 57 (Verlag Sauerländer AG).

* Ionisierungsenergien werden oft in der Einheit eV („Elektronenvolt“) angegeben. 1 eV ist die Energie, die ein Elektron beim Durchlaufen der Spannung 1 Volt erhält. 1 eV = 96,37 kJ/mol

Auswertung der Lernaufgabe

Lösung der Aufgabe 1:

Die Schüler und Schülerinnen sollten feststellen, dass die Ionisationsenergien zum Teil sprunghaft zunehmen. Sie sollen daraus den Schluss ziehen, dass sich die Elektronen gruppenweise unterschiedlich weit vom Kern entfernt aufhalten. Man gelangt zum **Schalenmodell** für das Schwefelatom:



Schalenbau des Schwefelatoms

Lösung der Aufgabe 2:

1. Die Elektronen, die am wenigsten Energie zum Verlassen der Elektronenhülle benötigen, sind am weitesten vom Kern entfernt sind. Die Wechselwirkung des positiv geladenen Kerns mit den negativ geladenen Elektronen ist umso geringer, je weiter die Elektronen vom Kern entfernt sind.
2. Wird ein Elektron aus einer kernnäheren Schale abgetrennt, so muss wegen der stärkeren Anziehung der Elektronen durch den Atomkern sehr viel mehr Energie aufgewendet werden. In der Tabelle der Ionisierungsenergien macht sich dies in einem „Energiesprung“ bemerkbar.
3. Die Elektronen stoßen sich gegenseitig ab. Innerhalb einer Schale nehmen die Ionisierungsenergien zu, weil die Anziehung eines Elektrons durch den Kern konstant bleibt, die Abstossung durch die anderen Elektronen jedoch abnimmt.
4. Jede Schale ist maximal mit einer ganz bestimmten Anzahl Elektronen besetzt. Dieser Aufbau ist bei allen Atomen identisch. Nach Markierung der Tabelle können die Schüler und Schülerinnen die Besetzungszahlen der einzelnen Schalen erkennen: Die innerste Schale ist mit maximal zwei Elektronen besetzt (grösste Ionisationsenergien), die zweite mit maximal acht (niedrigere Ionisationsenergien). usw.

Nr.	Sym- bol	<i>Ionisierungsenergie in eV</i>														
		1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.	9.	10	11.	12.	13.	14.	15.
		abgespaltenes Elektron														
1	H	13.6	1 = Elektronenzahl													
2	He	24.6	54.4	2 = Elektronenzahl												
3	Li	5.4	75.6	122.5	1 + 2 = 3 = Elektronenzahl											
4	Be	9.3	18.2	153.9	217.7	2 + 2 = 4 = Elektronenzahl										
5	B	8.3	25.2	37.9	259.4	340.2	3 + 2 = 5 = Elektronenzahl									
6	C	11.3	24.4	47.9	64.5	392.1	490.0	4 + 2 = 6 = Elektronenzahl								
7	N	14.5	29.6	47.5	77.5	97.9	552.1	667.0	5 + 2 = 7 = Elektronenzahl							
8	O	13.6	35.1	54.9	77.4	113.9	138.1	739.3	871.4	6 + 2 = 8 = Elektronenzahl						
9	F	17.4	35.0	62.7	87.1	114.2	157.2	185.2	953.7	1103.1	7 + 2 = 9 = Elektronenzahl					
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 = Elektronenzahl				
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= Elektronenzahl			
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	398.6	442.1	2085.9	2304.0	3+8+2=13	
14	Si	8.1	16.3	33.5	45.1	166.7	205.0	246.5	303.2	351.1	404.4	476.1	523.5	2437.7	2673.1	4+8+2
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	3069.8
16	S	10.4	23.4	35.0	47.3	72.5	88.0	281.0	328.8	379.1	447.1	504.8	564.6	651.6	707.1	3223.8
17	Cl	13.0	23.8	39.9	53.5	67.8	97.0	114.2	348.3	400.1	455.6	529.3	592.0	656.7	749.7	809.4
18	Ar	15.8	27.6	40.9	59.8	75.0	91.3	124.0	143.5	422.4	478.7	539.0	618.2	686.0	755.7	854.8
19	K	4.3	31.8	45.7	60.9	83.0	100.0	117.6	155.0	176.0	503.4	564.1	629.1	714.0	787.1	861.8
20	Ca	6.1	11.9	50.9	67.0	84.4	108.8	127.7	147.2	188.5	211.3	591.3	656.4	726.0	816.6	895.1

Anhang

Anhang 1: Materialliste

Ausser Buntstiften werden keine besonderen Materialien benötigt.

Anhang 2: Von der Autorin benutzte Quellen

- Jäckl M., Risch K.: Chemie heute - Sekundarbereich II. Hannover 1988, S. 152 (Schroedel Schulbuchverlag GmbH).
- Christen H.-R.: Einführung in die Chemie. Frankfurt a. M. 1975, 10. Auflage, S. 230 (Verlag Sauerländer AG).
- Christen H.-R.: Chemie auf dem Weg in die Zukunft. Frankfurt a. M. 1988, S. 57-60 (Verlag Sauerländer AG).