

Atombau

Eine einfache Variante, den Atombau zu unterrichten

Ausgangslage

Im 9. und 10. Schuljahr sind die Schülerinnen 15 oder 16 Jahre alt und häufig mit sich selbst beschäftigt. Viele Klassen sind in dieser Phase schwierig zu führen, weil die Jungs laut und ungeduldig und die Mädchen schwatzhaft und nur zu zweit handlungsfähig sind.

Der Atombau steht am Anfang des Chemieunterrichts. Sie stecken also in einer Phase, in der Sie die Klasse für die Chemie gewinnen müssen.

Aus diesen Gründen schlage ich vor, den Atombau so einfach wie möglich zu unterrichten. Die Schüler sollten folgende Erkenntnisse gewinnen:

- Es lohnt sich die Konzepte der Chemie kennen zu lernen: mit einem einfachen Modell lässt sich die materielle Welt erklären.
- Die Valenzelektronen bestimmen die Chemie
- Mit Hilfe des Periodensystems lassen sich Atome im Schalenmodell zeichnen

Übersicht: Der rote Faden

- Das Modell von Dalton
- Das Experiment von Rutherford: Das Kern-Hülle-Modell
- Kräfte zwischen elektrischen Ladungen (Coulomb-Kräfte)
- Von den Ionisierungsenergien zum Schalenmodell
- Was das Periodensystem mit dem Bau der Atome zu tun hat
- Anwendungen, die den Schülern belegen, dass das Thema bedeutsam ist.

Vorgehen im Unterricht

Hier sind nur die wichtigsten Stationen des Unterrichts aufgeführt. Im Word-Dokument Atombau.docx ist weit mehr Material vorhanden:
<http://fdchemie.pbworks.com/w/404/Atombau.docx>

Gute Alternative zum lehrerzentrierten Unterricht:

Leitprogramm von J. v.d. Wildenberg, das eine selbständige Arbeit der Schülerinnen möglich macht. <http://fdchemie.pbworks.com/w/page/135733476/Atombau>

Das Modell von Dalton

Materie besteht aus Atomen.

Bsp. Wasser: Atome bilden Wasser-Moleküle



Das Periodensystem ist eine Liste aller Atomsorten. Hier können die Symbole nachgeschaut werden, die aus dem (meist lateinischen oder griechischen) Namen des Elements abgeleitet sind.

Das Modell von Rutherford

Erklärungen auf Youtube geben Ideen

Ein Beispiel wie Sie es auf keinen Fall machen sollten:

The Simple Club <https://www.youtube.com/watch?v=81kl-gmTSrA&frags=wn>
 Fakten werden aneinandergereiht. Eine sinnstiftende Erklärung fehlt.

Ein guter Vorschlag: <https://www.youtube.com/watch?v=joz09O3uN08>

Eine grundlegende Falle

Erwarten Sie nicht, dass die Schüler ohne Hilfe – allein aufgrund der Beobachtung – auf das Kern-Hülle-Modell kommen. Die Frage der Lehrperson: Hat jemand eine Idee? Klingt vor allem hilflos. Wenn man das Kern-Hülle-Modell nicht kennt, kommt man nie drauf. Auch renommierte Forscher haben die Erklärung für Beobachtungen häufig nicht in 5 Minuten nachdenken gefunden.

Erprobter Vorschlag mit Simulation

1. Die Voraussetzung: Atome bestehen aus Elementarteilchen

	Symbol	Masse in g	Masse in u
Neutron	n	$1,675 \cdot 10^{-24}$	1,0087 u
Proton	p^+	$1,673 \cdot 10^{-24}$	1,0073 u
Elektron	e^-	$0,00091 \cdot 10^{-24}$	0,00055 u

2. Animation mit Arbeitsblatt SchülerInnen arbeiten selbständig

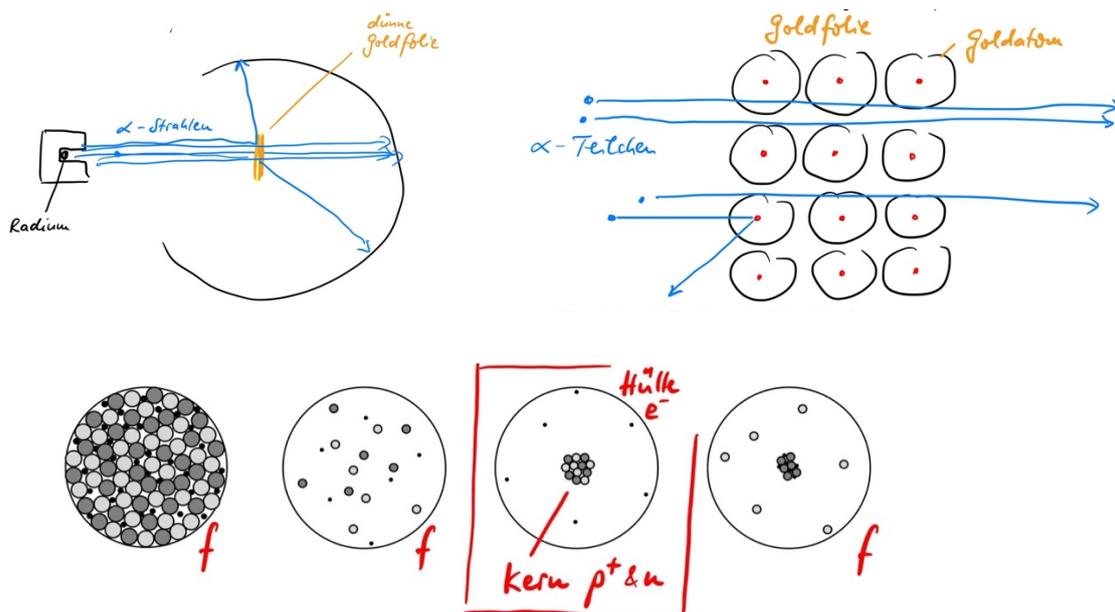
Rutherford Sim+AB.docx <http://fdchemie.pbworks.com/w/page/135733476/Atombau>

3. Auswertung im Klassengespräch

Die Skizzen von Versuchsapparatur und Goldfolie projizieren

Flugbahnen einzeichnen

Argumente für und gegen die 4 Verteilungen der Elementarteilchen im Atom sammeln



Damit die Besprechung nicht zu lang wird, würde ich die obenstehenden Skizzen diskutieren und die Erklärungen nicht aufschreiben. Die Schüler können selbständig notieren. Nur die

beiden zentralen Sätze, die unten eingerahmt sind, müssen gemeinsam aufgeschrieben werden.

4. Das Wesentliche betonen und festhalten

Kern-Hülle-Modell

- Protonen und Neutronen bilden einen winzigen Kern
- Elektronen bilden die Hülle und nehmen sehr viel Raum ein
- Zwischen den Elektronen ist keine Materie

Welche Lernziele können mit diesem Vorschlag erreicht werden?

Simulation für Details nach der Einführung des Kern-Hülle-Modells

<https://phet.colorado.edu/de/simulation/rutherford-scattering> und samt didaktischer Reflexion
 Rutherford Begleitmat & Vorgehen auf <http://fdchemie.pbworks.com/w/page/135733476/Atombau>

Isotope

Die Zahl der Elementarteilchen mit dem Periodensystem von "Chemie heute SII" bestimmen (W. Asselborn et al. (Hrsg.), Chemie heute SII, Schroedel, Braunschweig, 2009)

Input: Gold, da Gold in Legende gross abgebildet ist und im Experiment von Rutherford vorkam.

Lernaufgabe: Aluminium und Chlor im Kern-Hülle-Modell zeichnen.

79 Au	kub. dicht.	Kristallstruktur krz: kubisch raumzentriert r: rhomboedrisch
197	100	Nukleonenzahl der häufigsten Isotope Häufigkeit in %
144	2,4	Elektronegativität (PAULING) 1. Ionisierungsenergie } in MJ · mol ⁻¹ 2. Ionisierungsenergie }
137(1+)	0,896	
134	1,98	
[Xe] 6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ¹⁰		Elektronenkonfiguration

Definition

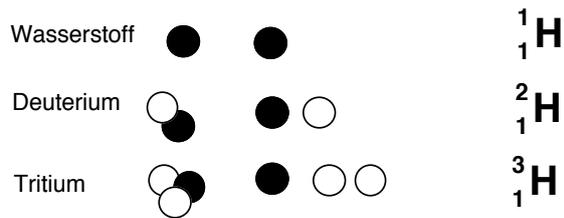
"Nuklide des gleichen Elements, die sich in ihrer Neutronenzahl und damit in ihrer Atommasse unterscheiden, werden isotope Nuklide oder kurz Isotope genannt. (griech. isos, gleich; topos, Ort)" (Markus Stieger, Elemente, Klett und Balmer, Zug, 2018)

Diese Formulierung ist wenig fassbar und setzt eine Vertrautheit mit dem Begriff "Nuklid" voraus.

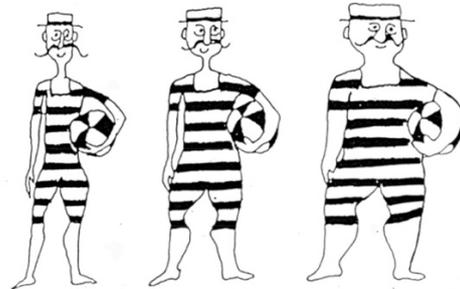
Formulieren Sie eine prägnantere Definition:

Beispiele machen Definitionen verständlicher

Wasserstoff weist 3 Isotope auf. Die Neutronen haben fast keinen Einfluss auf die Reaktivität.



Die drei Brüder besitzen den gleichen Familiennamen, unterscheiden sich jedoch in ihrer Masse. Sie sind Isotope, die sich nur im „Fettanteil“ voneinander unterscheiden.



Quelle: Abbildung der 3 Brüder aus Januschewsky, Chemie 1 Oberstufe, Ueberreuter, Wien, S. 35 (1989)

Kräfte zwischen elektrischen Ladungen (Coulomb-Kräfte)

Einleitung: Lehrperson zeigt die Bedeutung des Themas auf

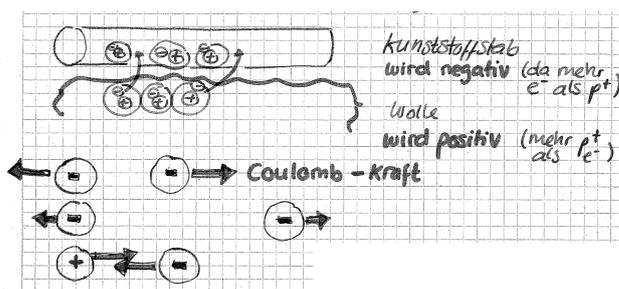
Zum Beispiel: Am Ende der Stunde werden Sie verstehen, warum ein Luftballon nach dem Reiben an einer Glasscheibe haftet.

Simulation mit Arbeitsblatt individuell bearbeiten

<http://fdchemie.pbworks.com/w/page/135733476/Atombau>

Experiment

Ein Lappen aus Wolle wird an einem Kunststoff- und einem Glasstab gerieben. Der Kunststoffstab wird negativ, der Glasstab positiv geladen.



Auswertung: Das Wesentliche betonen und festhalten

In Form von Text und/oder Skizze das Coulomb-Gesetz qualitativ oder quantitativ aufschreiben

- gleiche Ladungen stossen sich ab, ungleiche Ladungen ziehen sich an
- je grösser die Ladung, desto grösser die Coulomb-Kraft
- je näher die Ladungen, desto viel grösser die Coulomb-Kraft

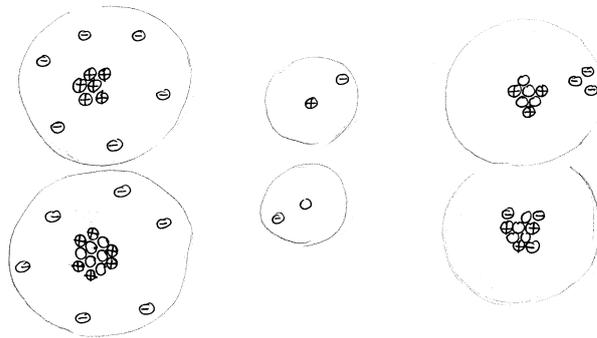
Experiment

Flying Stick bei www.pearl.ch kaufen. Das Spiel mit den Schwebefiguren eignet sich beispielsweise bestens als Einstieg in die nächste Lektion.



Aufgabe

Welche Darstellungen sind falsch und wie könnten sie verbessert werden?



Die Aufgabe gibt Anlass zu einer Diskussion über Kernkräfte, die Stabilität von Atomkernen, Wasserstoffisotope und das Problem, dass die Elektronen in den Kern stürzen sollten.

Ionisierungsenergien

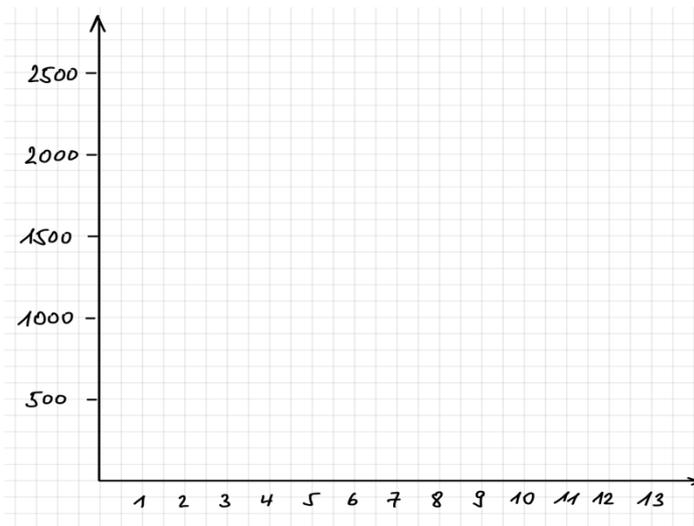
Die Struktur der Elektronenhülle kann aus Messungen der Ionisierungsenergien abgeleitet werden.

Nr.	Symbol	1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.	9.	10.	11.	12.	13.	14.	15.	16.	17.	18.	19.	20.	
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	166,8	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	23,3	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					
17	Cl	13,0	23,8	39,6	53,5	67,8	97,0	114,2	348,3	400,1	455,6	529,3	592,0	656,7	749,7	809,4	3658,4	3946,2				
18	Ar	15,8	27,6	40,7	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	4426,1			
19	K	4,3	31,6	45,7	60,9	82,7	100,0	117,6	154,9	175,8	503,4	564,1	629,1	714,0	787,1	861,8	968	1034	4611,0	4934,0		
20	Ca	6,1	11,9	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	1087	1157	5129,0	5469,7	

Tab. 4.3 Ionisierungsenergien in Elektronenvolt (eV). 1 eV ist die Energie, die ein Elektron beim Durchlaufen der Spannung 1 Volt erhält (1 eV = 95,8 kJ · mol⁻¹).

Input: Die Ionisierungsenergie muss aufgebracht werden, wenn ein Elektron entfernt wird.
 Die Lehrperson stellt die Ionisierungsenergien im Aluminiumatom graphisch dar. Ich würde die Graphik von Hand machen, damit die Schülerinnen sehen, wie die Darstellung aus den Messwerten entsteht und dass eine schnelle Skizze und nicht ein genaues Diagramm gesucht ist. Auch Bor eignet sich als Input.

Beispiel Aluminium

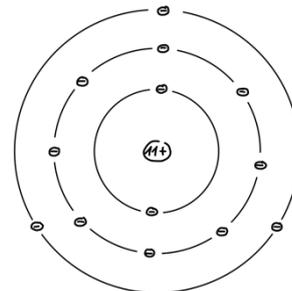


Beobachtung

- Die Energien nehmen von links nach rechts zu
- Für 3 Elektronen braucht es wenig, für 8 Elektronen braucht es mehr und für 2 Elektronen braucht es sehr viel Energie um sie zu entfernen. Was könnte der Grund sein?

Interpretation: Die Lehrperson erklärt, dass sich die Elektronen in 3 Schalen aufhalten und warum die Ionisierungsenergien innerhalb einer Schale zunehmen.

Der Input soll kurz sein, damit viel Zeit für die folgende Lernaufgabe bleibt. Deshalb würde ich die Interpretation weitgehend vortragen und nicht in einem Gespräch mit der Klasse entwickeln.



Lernaufgabe zur Tabelle mit den Ionisierungsenergien:

- 1) Stellen Sie die Ionisierungsenergien von Magnesium, Stickstoff, Fluor und Kalium graphisch dar und zeichnen Sie das Schalenmodell. Arbeiten Sie zu zweit und teilen Sie die Arbeit auf.
- 2) Markieren Sie alle grossen Unterschiede in der Aufstellung der Ionisierungsenergien. Wie viele Elektronen haben in der ersten, wie viele Elektronen in der zweiten Schale Platz?
- 3) Warum sind die Elemente im Periodensystem so merkwürdig angeordnet? Warum sind in der ersten Zeile 2, in der zweiten und dritten Zeile aber 8 Elemente aufgeführt?

1	1																	2																
	H																	He																
2	3	4											5	6	7	8	9	10																
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																
3	11	12											13	14	15	16	17	18																
	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar																
4	19	20	21											22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36						
	K	Ca	Sc											Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr						
5	37	38	39											40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54						
	Rb	Sr	Y											Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe						
6	55	56	57	58											72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86					
	Cs	Ba	La	bis											Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn					
7	87	88	89	90											104	105	106	107	108	109														
	Fr	Ra	Ac	bis											Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt														
																	Lanthaniden (Metalle der seltenen Erden)																	
																	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71				
																	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
																	Actiniden (Uran-Metalle)																	
																	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103				
																	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw				

Was das Periodensystem über den Atombau aussagt

Ziel des Unterrichts

Mit Hilfe des Periodensystems kann das Schalenmodell gezeichnet werden. Die Tabelle mit den Ionisierungsenergien wurde für die Einführung des Schalenmodells gebraucht, spielt aber im weiteren Unterricht keine Rolle mehr.

Die Zeile heisst Periode und entspricht der Schale

Die K-Schale ist nach dem Kern benannt. Die Fortsetzung im Alphabet gibt die Buchstaben für die weiteren Schalen.

Die Spalte heisst Gruppe. Elemente einer Gruppe besitzen ähnliche chemischen Eigenschaften.

Zeile = Schale
↳ Periode

Spalte heisst Gruppe z. B. Halogene
↳ dieselbe Anzahl e⁻ in äusserster Schale

innerste Schale
K-Schale
L-Schale
M-Schale

Alkali-metalle
2 Valenz-e⁻
Übergangsmetalle
Halogene
Edelgase

Bsp Kalium

1
8
8
2

Lanthaniden (Metalle der seltenen Erden)										57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
										La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actiniden (Uran-Metalle)										89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
										Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Experiment: Alkalimetalle, Schwefel und Kohlenstoff in Wasser

1) Aufgabe: Die Schülerinnen zeichnen mit Hilfe des Periodensystems das Schalenmodell von Li, Na, K, S und C.

Experiment

Li Na K S C

scheidbar spröde spröde

Gas entwickelt, löst sich auf und verändert das Wasser

keine Reaktion keine Reaktion

reagieren ähnlich weil 1 Valenz-Elektron (= 1 e⁻ auf äusserster Schale)

6 Valenz-e⁻ andere Reaktion

4 Valenz-e⁻ nochmal andere Reaktion

Wasser + Indikator

- 2) Experiment demonstrieren und Beobachtung festhalten
 Vorsicht: Die Oxidschicht von Kalium kann zu Explosionen und üblen Verbrennungen führen!
- 3) Diskussion: Warum ist die Reaktivität derart verschieden?
 Erkenntnis: Die Valenzelektronen bestimmen die Reaktivität. Elemente einer (Haupt-)Gruppe reagieren ähnlich, weil sie dieselbe Zahl an Valenzelektronen besitzen.

Übergangsmetalle

Auftrag: Al und Ga im Schalenmodell darstellen.

Information: Weil Al und Ga in derselben Gruppe stehen, müssen sie 3 Valenzelektronen besitzen. Die Übergangsmetalle sind eingeschoben. In der 3. Schale finden zunächst 8 Elektronen Platz. Dann erhält die 4. Schale 2 Elektronen und erst anschliessend wird die 3. Schale vollständig mit Elektronen aufgefüllt.

Aufgabe: Cr, Ni, Fe, As und Ag im Schalenmodell zeichnen



Demonstration: Übergangsmetalle sehen ähnlich aus, glänzen, leiten den elektrischen Strom und reagieren – wenn überhaupt – sehr langsam mit Wasser.

Erkenntnis: Übergangsmetalle besitzen 2 Valenzelektronen

Schalenmodell aus dem Periodensystem ableiten

Ausgezeichneter Erklärfilm von Martina Zürcher, Kantonsschule Zug

<https://www.youtube.com/watch?v=ZGEUDMJwJv0>

eignet sich prima als Zusammenfassung, als Lektionseinstieg, als Input für eine Übung oder als Prüfungsvorbereitung

Aufgabe

Wann würden Sie folgende Aufgabe stellen?

https://www.chemie-interaktiv.net/html5_flash/pse-uebungen.html

Anwendungen: Licht und Elektronenhülle

Was man über Licht wissen muss

Demonstration: Weisses Licht besteht aus allen Farben

Hellraumprojektor abdecken so, dass nur ein Spalt Licht durchgeht. Ein optisches Gitter unter der Linse des Hellraumprojektors befestigen (oder <http://www.vsn-shop.ch/produkte/hellraum-spektrometer/>)

Weisses Licht enthält alle Regenbogenfarben

IR rot orange gelb grün blau violett UV
infrarot ultraviolett

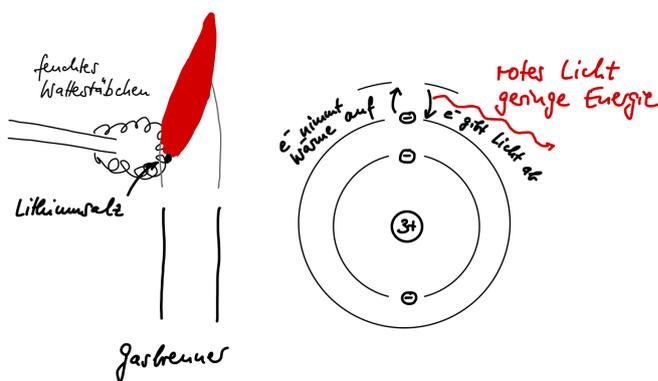


Flammenfarbe

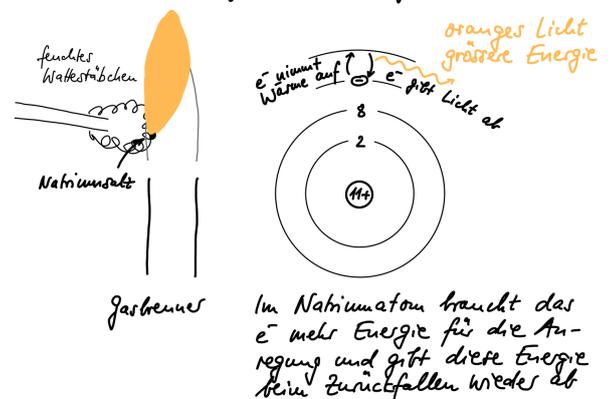
Demonstration: Raum verdunkeln, Wattestäbchen befeuchten und ein Körnchen Lithiumchlorid in die Bunsenbrennerflamme halten. Wiederholung mit Natriumchlorid und Kupfer(II)-chlorid. Immer ein frisches Wattestäbchen verwenden.

Wandtafelarstellung mit einer stark vereinfachten Erklärung. Die Schülerinnen formulieren in eigenen Worten, warum unterschiedliche Farben zu beobachten sind.

Lithium färbt die Flamme rot



Natrium erzeugt eine orange Flamme



Erkenntnisse:

- Weil Elektronen sich in Schalen aufhalten, entsteht Licht mit einer einzigen Wellenlänge
- In verschiedenen Atomen sind die Abstände zwischen den Schalen unterschiedlich

Fluoreszenz

Fluoreszierende Materialien vergrössern die Wellenlänge des Lichts.

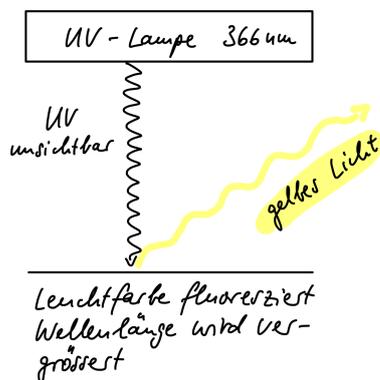
Demonstration 1

- Ein grosses Becherglas mit 4 L Wasser füllen, automatisch rühren bis sich ein Wirbel bildet, eine UV-Lampe auf das Becherglas legen, den Raum verdunkeln, UV 366 nm einstrahlen, ganz wenig festes Fluorescein neben den Wirbel ins Wasser geben.
- Mit einem Leuchtstift ein Signet auf ein Blatt Papier ohne Aufheller zeichnen. Raum verdunkeln und das Signet unter UV-Licht mit einer Wellenlänge von 366 nm betrachten

Auswertung

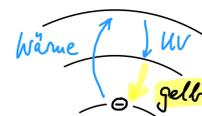
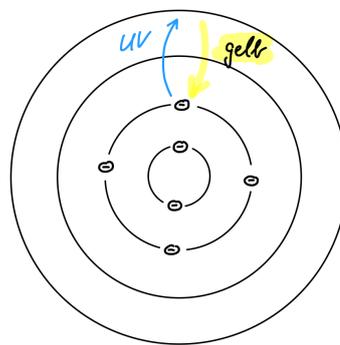
1. Beobachtung

Die Lehrperson macht eine Skizze



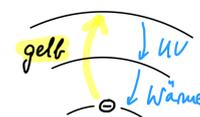
2. Welche Erklärung ist richtig?

Die Schüler müssen entscheiden und begründen.



3. Erklärung in Worten

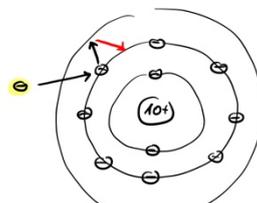
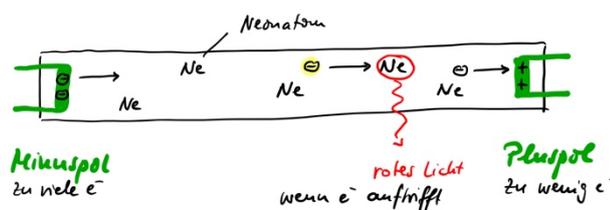
Am Ende erklären die Schülerinnen die Fluoreszenz in eigenen Worten. Einige Antworten werden vorgelesen.



Demonstration 2: Raum verdunkeln und Banknoten verschiedener Länder, Fahrkarten der SBB, Pass, Identitätskarte, Maestrokarte und Briefmarken mit langwelligem UV-Licht bestrahlen. Im Gegensatz zu Dollarnoten zeigen Euroscheine beeindruckende Bilder, die nur unter ultraviolettem Licht von 366 nm Wellenlänge zu sehen sind. Weisses Papier mit und ohne Aufheller, Umweltschutzpapier und Leuchtstifte lohnen sich ebenfalls.

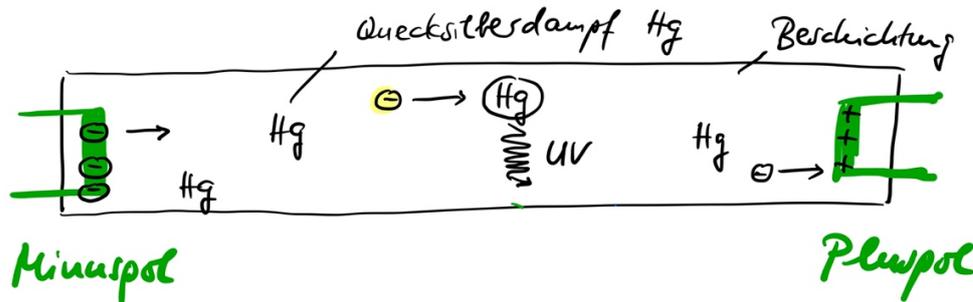
Neonröhren

Neonröhren leuchten rot



Leuchtstoffröhren

Die in der Umgangssprache als Neonröhren bezeichneten Lampen, enthalten Quecksilberdampf und kein Neon. Korrekt werden sie Leuchtstoff- oder Fluoreszenzröhren genannt.



Demonstration:

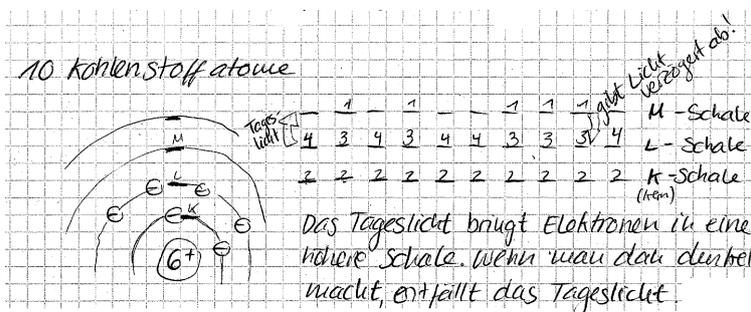
- Zerlegte Leuchtstoffröhre unter sichtbarem und ultraviolettem Licht von 256 nm ansehen.
- Glühbirnen wird viel heisser als und Energiesparlampen, weil sie viel Wärme und wenig Licht erzeugen.
- Leuchtstoffröhren, Energiesparlampen, Glühbirnen und Sonnenlicht mit einem Spektroskop betrachten. Billige Handspektrometer – rechts abgebildet – können bei www.vsn-shop.ch bestellt werden.



Phosphoreszenz

Demonstration: Sterne oder Spielzeuge, die in der Nacht leuchten im verdunkelten Zimmer zeigen.

Phosphoreszierende Materialien nehmen Tageslicht auf und geben es später wieder ab. Die Abbildung zeigt Kohlenstoffatome der phosphoreszierenden Substanz:



Erkenntnisse:

- In gewissen Materialien bleiben die Elektronen lange im angeregten Zustand
- Ein Elektron nach dem andern fällt in den Grundzustand
- Wenn alle Elektronen nach unten gefallen sind, leuchtet der Gegenstand im Dunkeln nicht mehr.

Laser

Laser ist die Abkürzung für Light Amplification by Stimulated Emission of Radiation. Wörtlich übersetzt heisst das "Licht Verstärkung durch erzwungene Abgabe von Strahlung". Diese Worte beschreiben die Vorgänge in einem Laser.

Ein Laser besitzt ein lichtverstärkendes Medium, z. B. ein Gas. Energie wird zugeführt so dass die meisten Atome des Gases im angeregten Zustand vorliegen. Das Licht, das ausgesandt wird, wenn ein Elektron spontan in den Grundzustand fällt, lässt andere Elektronen in den Grundzustand zurückkehren. Man spricht von erzwungener Emission. So wird das Licht in einem optischen

Empfehlungen für eine Animation und einen Zeitungsartikel finden Sie im Skript auf <http://fdchemie.pbworks.com/w/page/46795496/Atombau>

Soll das Orbitalmodell im Grundlagenfach unterrichtet werden?

Was spricht dagegen?

Was spricht dafür?

Das Kugelwolkenmodell (Kimball-Modell) ist einfacher als das Orbitalmodell. Eine ganze Reihe von Kolleginnen und Kollegen setzen das Kugelwolkenmodell ein und nehmen in Kauf, dass sie ein Konzept einführen, das pädagogisch motiviert ist und in der Wissenschaft nicht verwendet wird. Zudem sind Kugelwolken- und Orbitalmodell derart ähnlich, dass es leicht zu Verwechslungen kommen kann.