

Atombau

Den einfachsten Atombau besitzt das Wasserstoffatom. Es ist mit einem Elektron in der Hülle und zu meist einem Proton im Kern besetzt. Es gibt auch natürlich vorkommende Wasserstoffatome (0,015%), die über ein Neutron im Kern verfügen. Besitzen Kerne mehrere Protonen, so müssen Neutronen zwischen den positiv geladenen Teilchen lagern, um die Abstoßungskräfte auszugleichen. Mit Ausnahme des Heliums ist bei allen verbleibenden Elementen die Anzahl der Neutronen gleich der Protonen oder sie ist höher. Die Protonen und Neutronen bestimmen die relative Atommasse.

Die vom positiv geladenen Kern und der negativ geladene Hülle ausgehenden elektrischen Energien gleichen sich nach außen aus. Die Trennung von Kern und Hülle erfolgt durch die Bewegung der Elektronen und somit durch kinetische Energie. Je weiter sich ein Elektron vom Kern befindet, desto größer ist seine Energie.

Der Atomkern bestimmt die relative Atommasse und beherbergt die Kernenergie. Die Hülle des Atoms bestimmt die Eigenschaften des Elements. Dazu gehören beispielsweise die Art der chemischen Bindungen, die das Element eingehen kann. Auch die Möglichkeit, Moleküle oder kristalline Strukturen zu bilden oder das Absorbieren und Emittieren von Wellenlängen wird durch die Atomhülle bestimmt. Bei einem Molekül wie der Glukose fungieren die Elektronen wie ein Klebstoff, der die Elemente zusammen hält.

Bau der Atomhülle

Die einfachste Modellvorstellung geht dabei von „Schalen“ bzw. „Perioden“ aus. Die Bezeichnung Periode steht im direkten Bezug zum Periodensystem, das in sieben Perioden unterteilt ist. Das Verwenden des Begriffs der Schale steht dem Modell der Energieniveaus näher. Die Elektronen der jeweiligen Schale haben denselben Energiebetrag. Zur Unterscheidung der Schalen dienen die Buchstaben K, L, M, N, O, P und Q.

Modellvorstellungen zum Elektron

Ist ein Elektron ein Teilchen oder ist es eine Ladungswolke? Es ist beides. Je nachdem, welches Modell zur Erklärung des Sachverhaltes benötigt wird, ist das Elektron ein Teilchen oder eine Ladungswolke. Für das Verstehen naturwissenschaftlicher Sachverhalte überführt die Wissenschaft natürliche Vorgänge in Modelle und erklärt anhand dieser die Welt, in der wir leben. Die uns umgebende reale Welt ist stets eine durch unsere Sinnesorgane vermittelte Welt. Die Modellvorstellung vom Elektron als Teilchen hat sich für das Erklären chemischer Reaktionen mit einer Formelschreibweise bewährt. Für das Erklären der Frage, wie chemische Bindungen zustande kommen, dient dagegen die Modellvorstellung der Ladungswolke.

Bestandteil einer Modellvorstellung ist der Gültigkeitsbereich, der die Bedingungen für seine Anwendung festlegt. Das Teilchenmodell verleiht dem Elektron trotz seiner sehr geringen Masse und seiner hohen Frequenz den Status eines Teilchens, um beispielsweise das Arbeiten mit chemischen Gleichungen zu erleichtern. Des Weiteren ist es bei diesem Modell nicht von Bedeutung, welche konkrete Energie ein Elektron besitzt. Nicht geeignet ist die Vorstellung vom Elektron als Teilchen, wenn die unterschiedlichen Aufenthaltsräume der Elektronen in einem Atom oder Molekül betrachtet werden. Hier ist das Modell der Ladungswolke treffender, um das energetische Verhalten von Elektronen zu beschreiben.

Die Griechen der Antike benutzten die Eigenschaft des Bernsteins als Modellvorstellung und nannten diesen „electrum“, weil sie am Bernstein elektrostatische Kräfte feststellten. Heute sehen wir das Elektron als negatives Elementarteilchen von hoher Stabilität.

Teilchenperspektive

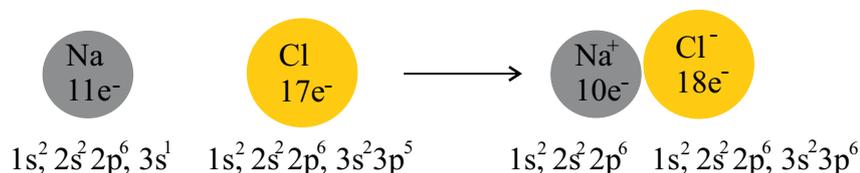
Das Entstehen von Ionen ist kausal durch das Aufnehmen oder Abgeben von Elektronen bestimmt. Nimmt ein Atom oder Molekül ein Elektron auf, so entsteht ein einwertig negativ geladenes Ion. Die Benennung eines Ions mit Anion drückt dessen negative Ladung (Energie) aus. Bei der Abgabe eines Elektrons entsteht aus einem Atom oder Molekül ein einwertiges Kation. Das einfachste Kation bildet das Wasserstoffatom: Weil das Wasserstoffatom in seiner Hülle nur ein Elektron besitzt, bleibt bei der Abgabe das Proton zurück. Deshalb wird das einwertige Kation des Wasserstoffatoms auch mit Proton bezeichnet. Die Anzahl freier Protonen einer Lösung bestimmen den Säuregrad, der in der Praxis durch den pH-Wert angegeben wird (pH steht für „potentia Hydrogenii“). Das nächste Element, welches ein einwertig positives Ion bilden kann, ist das Lithium. Zum Verstehen des Teilchenmodells sollen noch Natrium und Kalium dienen. Der Blick in das Periodensystem der Elemente zeigt, dass alle drei im Periodensystem ganz links in der ersten Hauptgruppe angeordnet sind. Folgend Überlegung dient der Verdeutlichung ($3+8=11$ und $11+8=19$). Die 3 steht für die 3 Elektronen des Lithiums kommen 8 hinzu, dann liegt das Element Natrium vor und bei weiterer Zunahme von 8 Elektronen ergeben sich die 19 Elektronen des Kaliums.

Ionisation

Mit ionisieren wird der Sachverhalt ausgedrückt, dass viele Atome die Bereitschaft besitzen, Elektronen abzugeben oder aufzunehmen. Der Grund für die Veränderung am Atom ist die Änderung der Energie. Ein Stein kann nur nach unten fallen, wenn er zuvor an einen höheren Ort geschafft wurde. So können die Elemente der ersten Hauptgruppe ein Elektron abgeben, weil es ihr energetischer Zustand erlaubt und sie auch noch ohne das Elektron existieren. Sie werden aber zugleich in ihren Grundzustand zurückkehren, wenn ein freies Elektron vorhanden ist. Die Abgabe des Außenelektrons erfolgt nur dann, wenn ein geeigneter Partner den äquivalenten Energiezustand besitzt. Das Natriumion existiert, weil die verbliebenen Elektronen sich wie im Edelgas Neon verteilen und gleichzeitig eine Interaktion mit einem negativ geladenen Partner besteht. Die Edelgaskonfiguration ist der Grund dafür, dass nur ein Elektron vom Natrium abgegeben wird.

Im Blutplasma hat es mit Abstand die höchste Konzentration unter den Kationen und ist für das Gleichgewicht betreffs der elektrischen Ladung und des Teilchendruckes (osmotischer Druck) auf das umgebende Gewebe zuständig. Im Blut korrespondiert es mit Albumin und Hydrogenkarbonat. In der physiologischen Kochsalzlösung erfüllt es die Aufgabe, den Mangel am Flüssigkeitsvolumen auszugleichen. Dabei sind die um die Natriumionen bestehenden Hydrathüllen von besonderer Bedeutung. Im Urin ist der korrespondierende Partner die Harnsäure. Natriumion und Harnsäure bilden dabei das Urat. Je mehr Natriumionen vorhanden sind, desto mehr Urat kann ausgeschieden werden. Im Harnsediment sind Urate als amorphe Kristalle sichtbar.

Bekannt ist die Bereitschaft des Natriums zur Salzbildung (Ionenbeziehung).



Zusammenfassung:

Durch das Abgeben oder Aufnehmen von Elektronen entstehen Ionen. Kationen sind elektrisch positiv geladene Teilchen. Anionen tragen eine negative Ladung. Entsprechend der Anzahl der abgegebenen oder aufgenommenen Elektronen erschließt sich die Stärke der Ladung sowie die Wertigkeit des Ions.

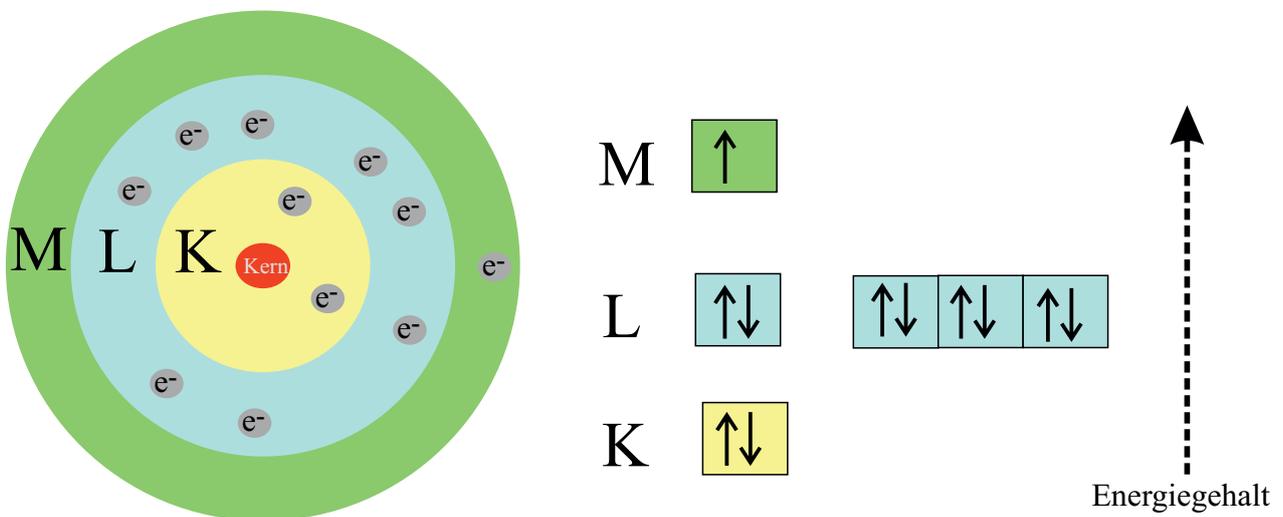


Schalenmodell

Das Element **Natrium** soll stellvertretend dazu dienen, das Schalenmodell zu erklären. Die Ordnungszahl 11 gibt direkt eine Antwort auf die Frage nach der Anzahl an Protonen und Elektronen im Natriumatom. Wie der Atombau des Natriums wirklich aussieht, das ist bisher nicht bekannt. Die aktuellen Kenntnisse schließen jedoch Bahnen um den Atomkern aus. Das Schalenmodell liefert eine Erklärung für die Aufenthaltswahrscheinlichkeit bei einem definierten Energiezustand des Elektrons. Der Raum für die Wahrscheinlichkeit des Aufenthalts ist das Orbital.

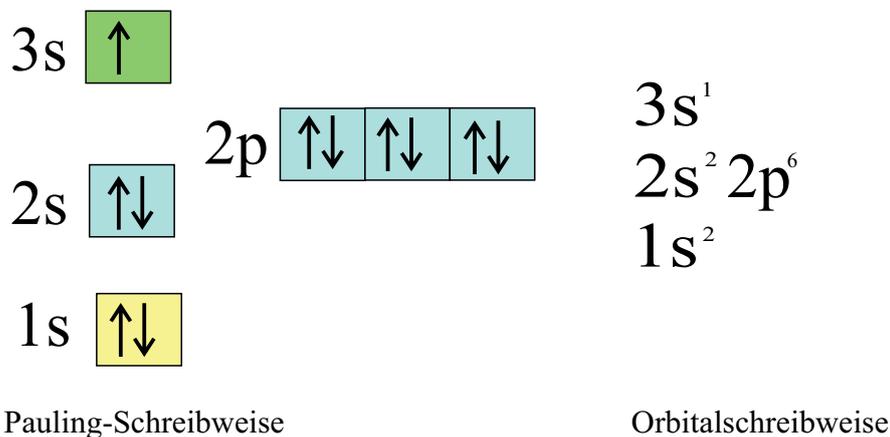
Orbitalmodell

Das Orbitalmodell ist eine Annäherung für den Bau der Atomhülle durch Konfiguration (Elektronenkonfiguration). Die Konfiguration sagt aus, dass der Energiezustand den Aufenthaltsraum bestimmt bzw. sich das Elektron nur in einem Niveau der Hülle befinden kann, welches seinem Energiegehalt entspricht. Das Orbitalmodell ordnet der Schale weitere Unterschalen zu.



Die Protonen halten mit ihren positiven Feldlinien die Elektronen in der Atomhülle. Dabei gilt, dass die vom Kern am weitest entfernten Elektronen die größere Energiemenge haben. Wegen des größeren Abstandes zum Atomkern ist jedoch weniger Energie nötig, um das bzw. die Außenelektronen abzulösen. Das heißt, die Energie für die Ionisierung steigt, wenn sich Elektronen näher zum Kern aufhalten.

Energieniveauschema



Chemische Bindungen

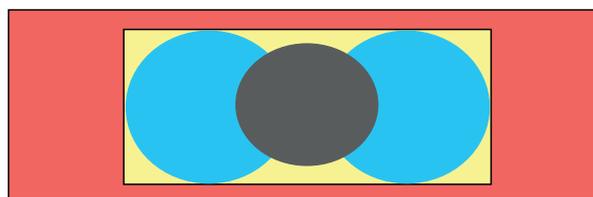
Mit der Bereitschaft, chemische Bindungen einzugehen, sind es die Elektronen, die ein Molekül zusammen halten. Die Bindung entsteht durch einen gemeinsamen Aufenthaltsraum. Die Elektronen bilden dabei Paare oder eine Ringstruktur wie beim Benzol. Der gemeinsame Aufenthaltsraum ist aus energetischer Sicht stabiler. Ist eine exotherme Reaktion in Gang gebracht, so findet beispielsweise die Oxidation des Kohlenstoffs kein Ende, bevor nicht der letzte Baum des Waldes verbrannt ist. Ein Waldbrand endet, wenn die Bildung der Elektronenpaare endet. Der Energiegehalt des Kohlenstoffs und der des Sauerstoffs sind größer als die Energie des Kohlenstoffdioxids. Die von den Elektronen nicht mehr benötigte Energie wird bei der Paarbildung (Elektronenübergang) als Licht und Wärme frei. Energie kann nicht verloren gehen, sie kann nur umgewandelt werden.

Visualisierung der Bindungsenergie

Die Oxidation des Kohlenstoffs durch Sauerstoff führt zur Energiefreisetzung von -394 kJ/Mol. Das negative Vorzeichen drückt die geringere verbleibende Energie als Äquivalent zur freigesetzten Energie von 394 kJ/Mol.



Energiegehalt der Elektronen in den Atomhüllen der Elemente



Energiegehalt im Molekül



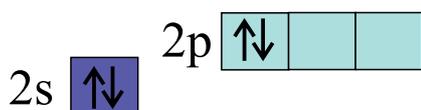
Wärme und Licht

Das Kohlenstoffdioxid besitzt eine energetisch günstigere Zustandsform als die drei Ausgangsstoffe. Die im CO₂-Molekül nicht mehr benötigte Energie wird an die Außenwelt abgegeben und kann zu anderen Energieformen (elektrische Energie) umgewandelt werden.



Die Visualisierung der unterschiedlichen Energien der Elektronen durch Farbigkeit der Orbitale dient dazu, auf eine Besonderheit des Kohlenstoffatoms aufmerksam zu machen.

Pauling-Schreibweise:



Kohlenstoff

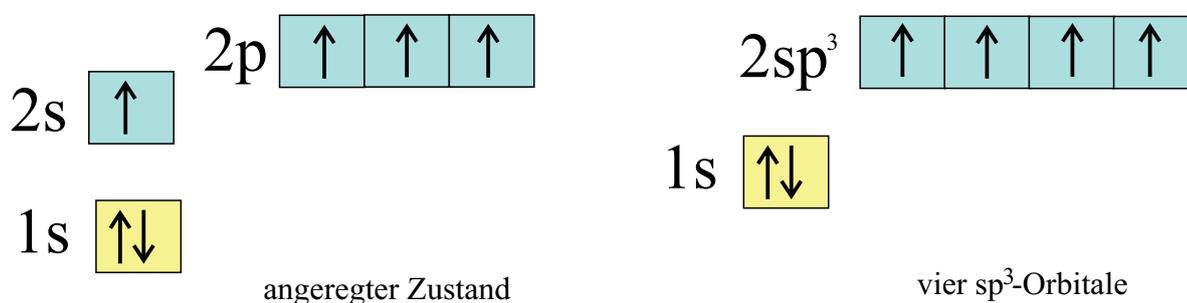


Sauerstoff

Entsprechend der grafischen Darstellung haben die Elektronen aus dem 1s-Orbital des Kohlenstoffs einen geringeren Energiegehalt als die Elektronen des Sauerstoffatoms (2p) mit dem sie ein Paar bilden werden. Das Modell der Hybridisierung dient der Erklärung, wie es zu der Bildung des Elektronenpaares kommen kann.

Hybridisierung

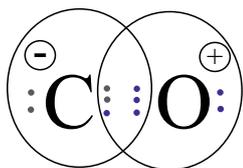
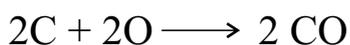
Bei der Hybridisierung geht das Kohlenstoffatom kurz vor der Reaktion in den angeregten Zustand über. In diesem Zustand hat das Kohlenstoffatom vier energetisch gleichwertige Elektronen im 2s- und 2p³-Orbital. Durch das Verschmelzen der Orbitale entstehen vier gleichwertige Orbitale, die als Hybridorbital bezeichnet werden. Hier das sp³-Orbital. Der Aufenthaltsraum für die vier Elektronen ist jetzt das Hybridorbital.



In dem sp³-Hybridorbital haben die Elektronen die äquivalente Energie zu der Energie der Bindungselektronen der beiden Sauerstoffmoleküle. Zu beachten ist, dass auch der Sauerstoff hybridisiert, um die äquivalenten Energiemengen für die Bindung bereitzustellen. Auch bei anderen Elementen findet die Hybridisierungstheorie Anwendung, um das Bindungsverhalten zu erklären. Von Bedeutung sind dabei Phosphor und Schwefel. Die Phosphorylierung von organischen Molekülen dient dazu, biochemische Vorgänge in Gang zu setzen. Erst wenn aus Glukose das Glukose-6-Phosphat entstanden ist, wird dieses zur Energiegewinnung genutzt. Adenosintriphosphat ist der universelle Energieträger im menschlichen Körper. Schwefel ist Bestandteil der Aminosäuren Cystein, Homocystein und Methionin.

Kohlenstoffmonoxid

Unter bestimmten Umständen reagieren Kohlenstoff und Sauerstoff zum Kohlenstoffmonoxid. Das Molekül hat eine Dreifachbindung. Für die Bindung stehen 4 Außenelektronen des Kohlenstoffs und 6 Außenelektronen des Sauerstoffs bereit. Die am Molekül vorhandenen Partialladungen lassen sich leichter erklären, wenn statt den Bindungsstrichen die Elektronenpaare geschrieben werden.



Entsprechend der Oktettregel nutzen beide Partner acht Außenelektronen. Geringe Partialladungen entstehen, weil der Kohlenstoff für das Oktett vier Elektronen des Sauerstoffs benutzt.

Das Problem der Vergiftung besteht, weil das CO über 250-mal besser an das Hämoglobin bindet als der Sauerstoff.

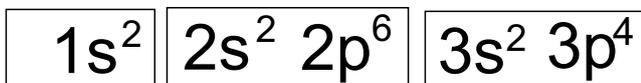
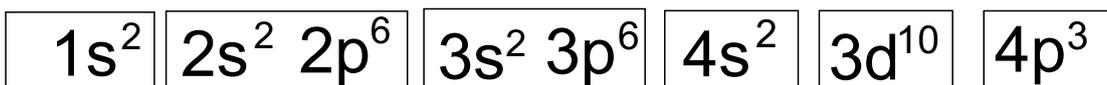
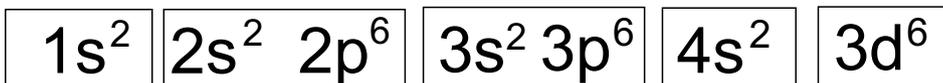
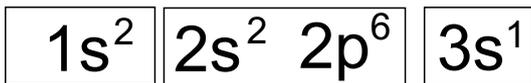
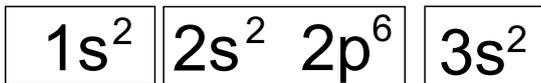
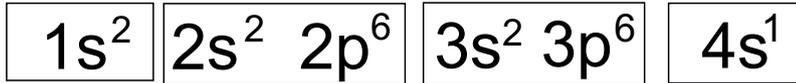
Übung zum Bau der Atomhülle 1

Symbol	Pauling-Schreibweise	Koffiguration	Zahl der Orbitale	Außen- elektronen
		1s 2s 2p 3s 3p 4s		
P		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$		
		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$		
		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$		

Die Pauling-Schreibweise und die Schreibweise der Konfiguration stellen denselben Inhalt dar. Wer Zahlen mag und zum rationalen Typ der Informationsaufnahme gehört, dem liegt die Konfigurationsvariante. Der weniger rationale Lerntyp bevorzugt grafische Darstellungen und Symbole beim Lernen. Der Vorteil, beide Varianten zu nutzen, liegt darin, dass unterschiedliche Denkmuster benutzt werden. Die Wahl sollte letztendes auf die zum Lerntyp passende Variante entfallen.

Übung zum Bau der Atomhülle 2

1. Bestimmen Sie die Elemente! Was symbolisieren die Rahmen bzw. die Ziffern im Rahmen?



Übung zum Bau der Atomhülle 3

Schale K	Schale		Schale		Schale	
8	He 1s ²				Ar	Kr 4p ⁶
7						
6						
5						
4						
3						
2						
1	H 1s ¹	Li 2s ¹	Außenelektron/en	Na 3s ¹	Außenelektron/en	K 4s ¹

In den unteren Abbildungen sind die fehlenden Angaben zu ergänzen!

Schale K	Schale	
8	He 1s ²	
7		
6		
5		
4		
3		
2		
1	H 1s ¹	Li 2s ¹

Außenelektron/en

Schale	Schale		
8		Ar	Kr 4p ⁶
7			
6			
5			
4			
3			
2			
1	Na 3s ¹	Mg 3s ²	Außenelektron/en

Außenelektron/en

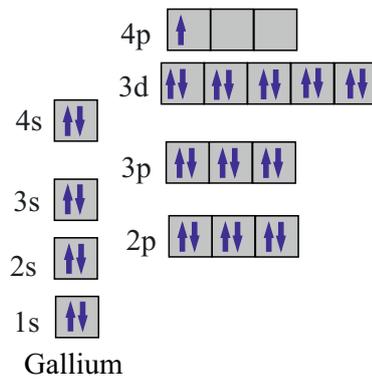
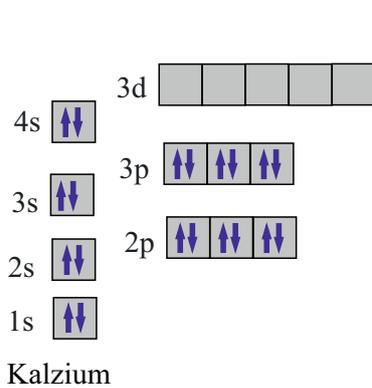
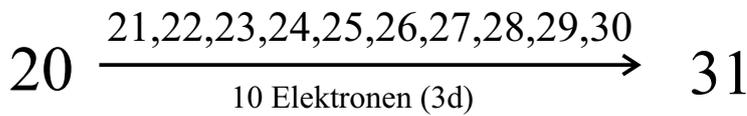
Übung zum Atombau/ Periodensystem

	Hauptgruppen							
	1	2	3	4	5	6	7	8
Elemente der 3. Periode (Schale M) Ordnungszahl	Na <input type="text"/>	Mg 12	Al <input type="text"/>	Si <input type="text"/>	P <input type="text"/>	S <input type="text"/>	Cl <input type="text"/>	Ar 18
Elektronen- schreibweise: Atome	Na \bullet	\bullet Mg \bullet	\bullet Al \bullet	\bullet Si \bullet	\bullet P \bullet	\bullet S \bullet	\bullet Cl \bullet	\bullet Ar \bullet
Elektronen- schreibweise: Ionen	Na \ominus	Mg \ominus	Al $^{3+}$	Si $^{4+}$	P \ominus	S \ominus	Cl $^-$	Ar
abgegebene Elektronen	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>				
Zahl aufgenommenen Elektronen				4	<input type="text"/>	<input type="text"/>	1	Edelgas
Wertigkeit und Ionenart	einwertiges Kation	<input type="text"/>	dreiwertiges Kation	vierwertiges Kation vierwertiges Anion	<input type="text"/>	<input type="text"/>	einwertiges Anion	Edelgas
oxidierte bzw. reduzierte Form	oxidierte Form Na $^+$	oxidierte Form Mg \ominus	oxidierte Form Al \ominus	oxidierte Form reduzierte Form	P \ominus reduzierte Form	S \ominus reduzierte Form	Cl $^-$ reduzierte Form	Edelgas
Elektronenverteilung der ersten , zweiten und dritten Periode	- - - - - $1s^2 2s^2 2p^6$ - - - - -							
	$3s^1$	$3s^{\ominus}$	$3s^2 3p^{\ominus}$	$3s^2 3p^2$	$3s^2 3p^{\ominus}$	$3s^2 3p^4$	$3s^2 3p^{\ominus}$	$3s^2 3p^6$
Summe der Exponenten	11	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	15	<input type="text"/>	17	18

Ausschnitt aus dem Periodensystem der Elemente

Dargestellt sind die Elemente der Schalen K,L,M und N mit ihren Außenelektronen. Wird eine stabile Achterschale erreicht, dann erfolgt der periodische Wechsel von der achten Hauptgruppe in die erste Hauptgruppe.

	Schale K	Schale L	Schale M	Schale N
Hauptgruppe	2	10	18	36
8	He 1s ²			Ar 3p ⁶
7				Br 4p ⁵
6				Se 4p ⁴
5				As 4p ³
4				Ge 4p ²
3				Ga 4p ¹
2				Ca 4s ²
1	H 1s ¹	Li 2s ¹	Na 3s ¹	K 4s ¹



Die Konfiguration der Elektronen für Kalzium und Gallium helfen bei der Einordnung der Nebengruppenelemente mit den Ordnungszahlen 21 bis 30, die durch die Besetzung des 3d-Orbitals mit 10 Elektronen entstehen.