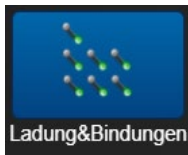


AK MiniLabor

2.Kategorie: Üben & Trainieren



Ladungen & Bindungen

Erklärende Animationen -Hilfen für die Arbeit mit dem Chemiebaukasten

Programmbeschreibung:

Hier kann man in einfachen Animationen die Wirkung von Ladungen und das Entstehen der unterschiedlichen Bindungstypen erkunden:

Ionenbindung, Metallbindung, Elektronenpaarbindung durch Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen bzw. durch bindende Elektronenpaare. Die entsprechenden Eigenschaften ergeben sich dabei fast automatisch.










Die nachfolgenden Animationen sind für Unterrichtende und Unterrichtete eine sehr große Hilfe, Zugang zu Vorgängen im Mikrokosmos zu bekommen.

Anhand von prägnanten Bildern sollen bestimmte chemische Zusammenhänge besser „einsehbar“ werden. Die Zusammenhänge werden an so wenig Teilchen wie möglich verdeutlicht.



Bedienung:

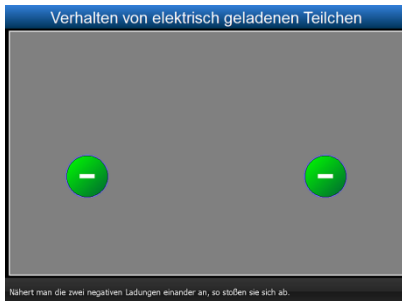
Alle hier beschriebenen Simulationen werden ähnlich bedient.

 Programmstart	 Evtl. Wiederholen	 evtl. „Reaktionslupe“	 Zum Menü: Reaktionen
	In der linken oberen Ecke der Bildschirme finden sich drei Striche (ist das Symbol für ein Einstellmenü, Hamburger Menü-Icon).		
Lone-pair-Darstellung EIN 	Die Atome können mit freien Elektronenpaaren dargestellt werden.		
Ton ausschalten 	Es kann ein dreidimensionaler Raum angedeutet werden.		
Raster ausschalten 	Der untere Lauftext (Kommentare oder Reaktionsgleichungen), kann aus-geblendet werden, damit die Schüler ihre Kommentare dazu abgeben können.		
Texte einschalten 			
Menu schliessen			

Verhalten von Ladungen

Jeder weiß, dass gleichnamige Ladungen sich abstoßen und ungleichnamige sich anziehen. Dies wird hier in der Animation gezeigt.

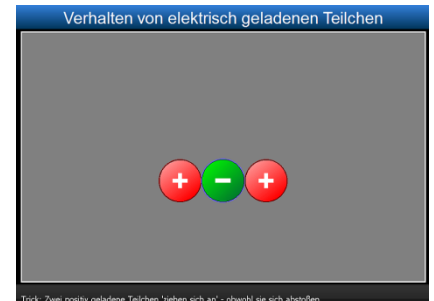
Dass sich zwei positive Ladungen anziehen, wenn sich eine negative Ladung dazwischen befindet, ist allerdings nicht allen bewusst.



Zwei gleichnamige Ladungen



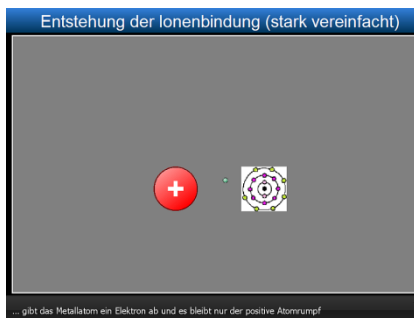
Zwei ungleichnamige Ladungen



Anziehung mit Trick

Entstehung der Ionenbindung IB

Ein Metallatom mit einem Elektron auf der äußeren Schale nähert sich einem Nichtmetall, dem ein Elektron auf der äußeren Schale fehlt. Durch Aufnahme des Elektrons ist das Nichtmetall negativ geladen und das Metallatom durch die Abgabe positiv. Die Ionen ziehen sich an. Am Beispiel von NaCl wird die Ionenbindung auch im Dreidimensionalen deutlich gemacht.



Metall- und Nichtmetallatom



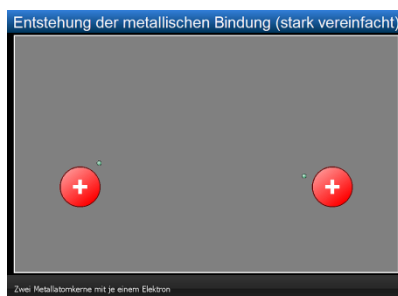
NaCl entsteht



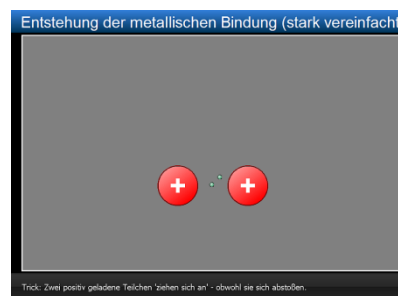
Dreidimensionales Kochsalz

Entstehung der metallischen Bindung MB

Zwei Metallatome mit jeweils einem Elektron auf der äußeren Schale ziehen sich an, weil die auf den äußeren Schalen befindlichen Elektronen eine negative Ladung zwischen den Atomrümpfen bilden. Im Metallgitter bewegen sich die Elektronen ungeordnet wie ein Gas und sorgen, wegen ihrer negativen Ladung, für die metallische Bindung.



2 Metallatome mit je 1 Elektron



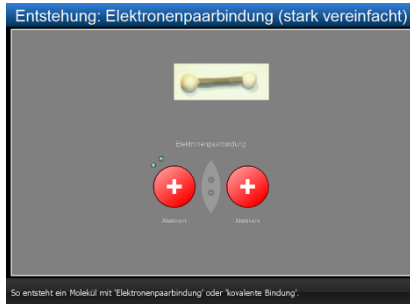
Atomrümpfe "ziehen sich an"



Metallrümpfe mit Elektronengas

Entstehung der Elektronenpaarbindung EPB

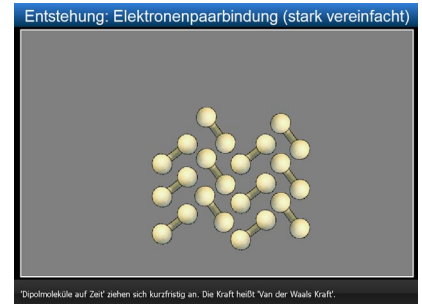
Zwei Nichtmetallatome mit jeweils einem (ungepaarten) Elektron auf der äußeren Schale benutzen die beiden Elektronen gemeinsam, um die Oktettregel zu erfüllen. Dadurch entsteht eine sehr starke innermolekulare Bindung. Intermolekular gibt es kaum Anziehungskräfte: Ausnahme die schwachen Van-der-Waals-Kräfte.



Bindung über gemeinsames EP



Wirkung der Van-der-Waals-Kräfte



Stoff mit Elektronenpaarbindung

Entstehung der Elektronenpaarbindung mit Ionencharakter EPB mit IC

Die Bindung erfolgt wie bei der "einfachen" kovalenten Bindung durch Bindungselektronenpaare. Hier sind aber die Bindungspartner unterschiedlich elektronegativer. Dadurch entsteht eine sehr starke innermolekulare Bindung mit Teilladungen: Dipole. Intermolekular gibt es nun zusätzlich zu den schwachen Van-der-Waals-Kräften Anziehungskräfte, die auf der elektrischen Anziehung der Dipole beruhen:



2 unterschiedliche Nichtmetallatome mit je 1 El.



Polarisierte Bindung durch gemeinsames EP



Stoff mit Elektronenpaarbindung erinnert an "Salze"

Die Art der Bindung und daraus resultierende Eigenschaften

Die drei Eigenschaften:

- Höhe des Schmelz- und Siedepunktes,
- Verformbarkeit des Stoffes und die
- Elektrische Leitfähigkeit

werden jeweils mit Hilfe der vorher dargestellten Bindungstypen erklärt.

Eigenschaften der Ionenbindung IB

Bei der Ionenbindung sind Schmelz- und Siedepunkt hoch, da die Anziehungskräfte zwischen den Ionen überwunden werden müssen. Die Stoffe sind spröde, da bei Verformung Abstoßungskräfte gleichnamiger Ladungen den Kristall sprengen. Wegen der Anziehungskräfte zwischen den Ionen gibt es keine Leitfähigkeit.



Große Anziehungskräfte



Gleiche Ladungen stoßen sich ab



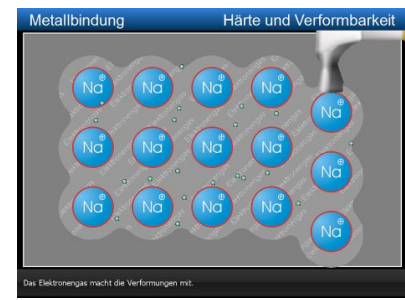
Die Anziehungskräfte sind zu groß

Eigenschaften der Metallbindung MB

Die Metallbindung bewirkt durch das Elektronengas eine hohen Schmelz- und Siedetemperatur (große Anziehungskräfte), gute Verformbarkeit (frei bewegliche Elektronen) und gute elektrische Leitfähigkeit (frei bewegliches Elektronengas).



Große Anziehung:
Rümpfe - Elektronengas



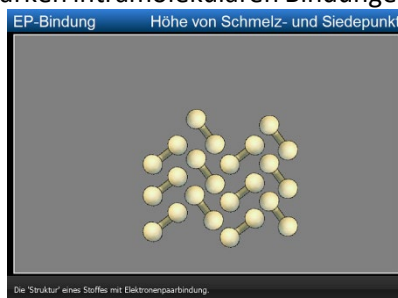
Das Elektronengas bewegt sich
mit



Das Elektronengas leitet Strom

Eigenschaften der Elektronenpaarbindung EPB

Die Eigenschaften werden durch die Elektronenpaarbindung bestimmt: Es gibt unpolare Moleküle mit starken intramolekularen Bindungen. Intermolekular wirken nur die schwachen Van-der-Waals-Kräfte.



Keine großen Anziehungskräfte
niedrige Siede/Schmelztemp.



Keine großen Anziehungskräfte
leichte Verformbarkeit



Keine echten Ladungen - kein Strom

Eigenschaften der Elektronenpaarbindung mit Ionencharakter EPB_IC

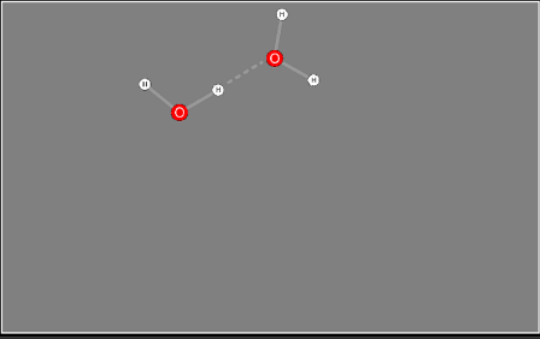
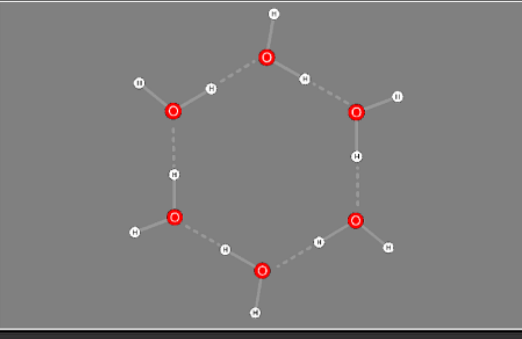
Auch hier werden die Eigenschaften durch die Elektronenpaarbindung bestimmt: Die intramolekularen Kräfte sind stark. Allerdings wirken jetzt intermolekular zusätzlich zu den schwachen Van-der-Waals-Kräften die Anziehungskräfte der Dipole. Die Eigenschaften nähern sich denen der Ionenbindung.

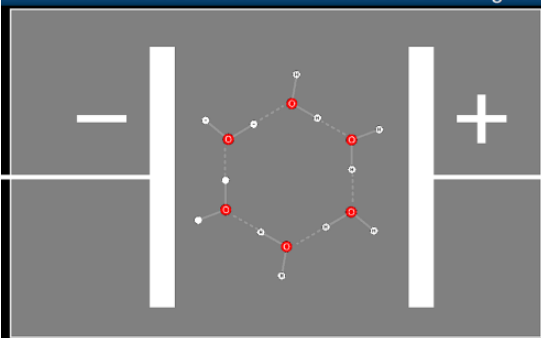
EP mit IC-Bindung	Höhe von Schmelz- und Siedepunkt	EP mit IC-Bindung	Härte und Verformbarkeit	EP mit IC-Bindung	Elektrische Leitfähigkeit
	<small>Es gibt es einzelne Dipol-Moleküle, die sich manchmal passend zusammenlagern!</small>		<small>Je stärker der Dipolcharakter, um so ähnlicher wird der Stoff der Ionenbindung (spröde)</small>		<small>Keine Wanderung der Dipole also -> keine elektrische Leitfähigkeit</small>
Siede und Schmelztemperaturen steigen wegen der Dipol-Anziehung		Die "Sprödigkeit" erinnert schon an Salze		Keine echten Ladungen - kein Strom	

Eigenschaften der Elektronenpaarbindung EPB mit Wasserstoffbrücken_EPB_HB

Noch heißt die Bindung Elektronenpaarbindung. Intermolekular wirken nun aber drei Kräfte:

1. die Van-der-Waals-Kräfte
2. die Dipolkräfte und
3. die Anziehungskräfte der Wasserstoffbrückenbindungen.

EP mit IC und H-Brücken	Schmelz- und Siedepunkt	EP mit IC und H-Brücken	Schmelz- und Siedepunkt
	<small>Außer der Dipol-Anziehung bildet sich über das H eine weitere Anziehung: die Wasserstoff-Brücken</small>		<small>Größere Anziehungskräfte in alle Raumrichtungen bedeuten: Höherer Schmelz- und Siedepunkt < Zurück</small>
Zur Dipolanziehung kommt die H-Brücken-Bindung		Auch die Härte erinnert an Salze	

EP mit IC und H-Brücken	Elektrische Leitfähigkeit
	<small>Achtung: Es gibt keine Ladungen nur Teiladungen -> Ausrichtung im elektrischen Feld aber...</small>
Keine echten Ladungen - kein Strom	