

Was ist wichtig für die Klassenarbeit?

1. **Ionische Bindung**
 2. **Elektrolyse**
 3. **Elektronenpaarbindung**
 4. **Vergleich Elektronenpaarbindung zu kovalenter Bindung**
-

1. Ionische Bindung

Begriffe:

Kationen, Anionen, Edelgaskonfiguration, Gitterenergie, Elektrostatische Anziehung, Elektronenübergang: Bei der Reaktion von Metallen mit Nichtmetallen werden Elektronen ausgetauscht. Man spricht von Redoxreaktionen

Beispiele:

- Wie sind Kationen und Anionen im Natriumchlorid-Kristall angeordnet?
Kationen und Anionen abwechselnd, damit sie sich gegenseitig anziehen können; lägen z.B. Kationen direkt aneinander, würden sie sich abstoßen
 - Warum ist Natriumchlorid ein Feststoff?
Ionen ziehen sich elektrostatisch an und halten zusammen
 - Was versteht man unter Gitterenergie und wie kommt sie zustande?
Durch die Anziehungskraft entgegengesetzt geladener Ionen. Die Gitterenergie ist diejenige Energie, die man aufwenden müsste, um die Ionen voneinander zu trennen.
-

2. Elektronenpaarbindung und Molekülgeometrie

Begriffe:

Außenschale, Aufteilung der Schalen in Elektronenwolken: Elektronenpaare, Besetzungsregeln, Lewisschreibweise, maximal vier Elektronenwolken in 8er-Außenschale, Lone Pair

Beispiele:

- Wie verteilen sich die Elektronen der Außenschale bei den Elementen Bor, Silizium, Schwefel, Chlor?
- Verallgemeinert: Wie verteilen sich die Elektronen der Außenschale in der 1. 2. 3. 4. 5. 6. 7. Hauptgruppe?
- Was bedeuten die Elektronen der Außenschale für die Anzahl der Bindungen, die ein Element eingeht?
In den HG 1,2,3 werden von den Atomen Elektronen abgegeben. In der 7.HG wird ein Elektron aufgenommen, in der 6. HG zwei Elektronen aufgenommen. Die 4. und 5.HG verhalten sich nicht eindeutig.

- Wo spielt die Elektronenpaarbindung überhaupt nur eine Rolle?
Bei Bindungen zwischen Nichtmetallen. Bei Metall-Nichtmetall-Verbindungen liegen ionische Bindungen vor.
 - Bilde ein Silizium-Sulfid-Molekül, also Si mit S.
Bilde ein Stickstoff-Wasserstoff-Molekül, also N mit H.
Bilde ein Kohlenstoff-Chlor-Molekül, also C mit Cl.
 - Was ist ein einsames Elektronenpaar („Lone Pair“)?
Eine voll besetzte Elektronenwolke. Sie kann keine Bindung eingehen, aber elektrostatische Wirkung ausüben: Sie zieht positive Ladungen an und stößt negative Ladungen ab.
 - Zeichne die Strukturformel (Lewis-Formel) von CO_2 , HCl , P_2 , bestimme ‚Lone Pairs‘ und Atombindungen
-

Elektrolyse

Begriffe:

Kathode, Anode, Anionen, Kationen, Oxidation, Reduktion, Teilgleichungen, Gesamtgleichung, exotherme Salzbildung (Hinreaktion), endotherme Elektrolyse (Rückreaktion), Funktionsweise eines Akkus.

Beispiele:

- Zerlege das Salz Zinkchlorid mittels einer Elektrolyse in die Elemente. Welche Reaktionsprodukte erwartest du?
 - Schalte nun die Elektrolyse nach einiger Zeit ab, indem du die Spannungsquelle entfernst. Schalte anstelle der Spannungsquelle eine Lampe an. Erkläre, warum sie leuchtet.
 - Erläutere die Begriffe Kathode, Anode und die damit verbundenen Teilreaktionen Oxidation und Reduktion (siehe Animation auf der Webseite)
-

Vergleich ionischer zu kovalenter Bindung

Begriffe:

Chemische Bindung zwischen Metall & Nichtmetall, chemische Bindung zwischen Nichtmetall & Nichtmetall, Elektronenabgabe- und aufnahme im Gegensatz zu

Beispiele:

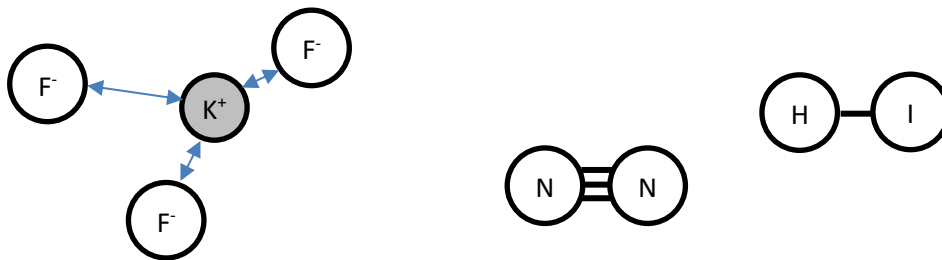
- Bei welcher Bindungsart gibt es Mehrfachbindungen?
1. Bedingung: HAUPTSÄCHLICH bei Bindungen zwischen Nichtmetallen, dies sind zunächst:
H, C, N, P, O, S, F, Cl, Br, I

2. *Bedingung*: Das Atom muss im ungebundenen Zustand mindestens zwei einfach besetzte Orbitale besitzen, dadurch entfallen gesamte 7. Hauptgruppe und Wasserstoff. Übrig bleiben:

C, N, P, O, S

- Welche der beiden Bindungsarten besitzt eine Richtung?

Elektrostatische Bindungen wie die ionische Bindung wirken in alle Richtungen gleichermaßen, Anziehungs- oder Abstoßungskräfte wirken in jeder Raumrichtung gleich. Kovalente Bindungen sind gezielt mit einem bestimmten Nachbar-Atom, und deshalb logischerweise gerichtet.



- Wie kann man die Oktettregel nutzen, um beide Bindungsarten zu erklären?

Jedes Atom ist danach bestrebt, seine Außenschale voll zu füllen. Metalle geben deshalb ihre Valenzelektronen ab, sie werden oxidiert und daher zu Kationen. Die abgegebenen Elektronen werden von Reaktionspartnern aufgenommen, die durch die Elektronenaufnahme reduziert werden. Das sind meistens Nichtmetalle, also zum Beispiel Halogen- oder auch Sauerstoff- oder Schwefel- Atome. Diese werden zu Anionen und nehmen genau so viele Elektronen auf, wie zur vollen Besetzung ihrer Außenschale notwendig sind. Als Ergebnis dieser Elektronenaustauschreaktion (Redoxreaktion) entstehen Kationen und Anionen mit ionischer Bindung.

Im Gegensatz dazu können bei kovalenten Bindungen einzeln besetzte Orbitale überlappen und dadurch voll besetzte Bindungsorbitale bilden. Diese voll besetzten Bindungsorbitale stellen für beide Atome ihre zwei Elektronen zur Verfügung – das jeweilige gebundene Atom erhält dadurch also eine insgesamt volle Außenschale.