

Chemie-Testvorbereitung zum ersten Test in Klasse 9/10 (3. Lernjahr)**Ionen & Salze**

1. Nenne typische Eigenschaften von Salzen.
2. Was ist ein Ion? Definiere!
3. Erkläre den Begriff Edelgaskonfiguration.
4. Nenne verschiedene Möglichkeiten Natriumchlorid zu bilden. Schlage jeweils einen geeigneten Versuchsaufbau vor.
5. Nenne die Regeln, nach denen man die Ionenladung eines Ions bestimmen kann.
6. (Falls im Unterricht behandelt: Beschreibe den Versuch zur Ionenwanderung. Welche Beobachtung kann man bei Kupfersalzen, bei Kaliumpermanganat und bei Kaliumdichromat machen. Erkläre diese Beobachtungen).
7. Bestimme die Ionenladung der folgenden Ionen und erstelle die Summenformel, welche sie im entsprechenden Salzkristall haben:

	Cl	Br	O	SO ₃
Li				
Ba				
Mg				
Al				

8. Stelle die folgenden (recht schweren) Reaktionsgleichungen auf, Kennzeichne dabei alle Ionen:
 - a) Ammoniumcarbonat reagiert zu Ammoniak, Kohlendioxid und Wasser
 - b) Ammoniumhydrogensulfit zerfällt in Ammoniak, Schwefeldioxid und Wasser (Tipp: Hydrogensulfit: (HSO₃)⁻)
 - c) Reaktion von Natriumhydrogencarbonat mit Schwefelsäure. Es entstehen Kohlendioxid, Natriumsulfat und ein dritter, Dir bekannter Stoff. (Tipp: Hydrogencarbonat: (HCO₃)⁻)
 - d) Kaliumhydrogencarbonat wird durch Hitze zu Kohlendioxid, Wasser und einem dritten Stoff zersetzt.
 - e) Reaktion von FeS₂ mit Sauerstoff zu Eisen(III)-oxid und Schwefeldioxid.
9. Sind diese endo- oder exotherm? Versuche dies jeweils anhand einer Modellvorstellung zu erklären.
10. Warum hat Natriumchlorid die Summenformel NaCl? Im Kristall sind doch viel mehr Ionen zu finden, oder?
11. Warum leiten Ionen den elektrischen Strom? Beschreibe einen entsprechenden Versuch.
12. Welche Ionen sind in Natriumchlorid zu finden? Welche in Berylliumsulfat?
13. Ionen entstehen durch...
14. Ionen unterscheiden sich von Atomen durch...
15. Beschreibe den Aufbau der Salze. Nenne Möglichkeiten sie chemisch zu bilden.
16. Nenne Eigenschaften von Ionen.
17. Welche Voraussetzungen müssen gegeben sein, damit Ionen den Strom leiten?
18. Stelle die folgenden Reaktionsgleichungen auf: (Tipp: Bilde Ionen aus der Schwefelsäure)
 - a) Schwefelsäure + Wasser
 - b) Schwefelsäure + Magnesium
19. Erkläre den Begriff Ionenbindung. Wodurch werden die Ionen im festen Aggregatzustand zusammengehalten?
20. Erkläre den Vorgang des Schmelzens eines Salzes. Wovon ist der Schmelzpunkt abhängig?
21. Wie bestimmt man die Ladung eines Säurerestes? Welche Ladung hat der Säurerest der Chromsäure „H₂Cr₂O₇“ und welche der Kieselsäure H₂SiO₃?
22. Nenne mindestens 3 verschiedene chemische Möglichkeiten zur Salzbildung
23. Was versteht man unter einem Ionengitter? Beschreibe den Aufbau am Beispiel von Kochsalz.
24. Erkläre die Begriffe Koordinationszahl, Ionenbindung und Summenformel.
25. Wovon hängt die Koordinationszahl ab?
26. Zeichne das Energiediagramm einer exothermen (sowie einer endothermen) Reaktion
27. Kann man eine Vorhersage treffen, ob sich ein bestimmtes Salz exotherm oder endotherm auflöst? Was ist bei schwerlöslichen Salzen?
28. Vergleiche Cl₂ und Cl⁻ in der Valenzstrichformel.
29. Schüler verwechseln gerne Element, Ion, Molekül und Molekülion. Definiere diese Begriffe und nenne je ein Beispiel. Überlege Dir dann, was ein Elementmolekül ist.

30. Begründe jeweils, welche der abgebildeten Formen des Wasserstoff korrekt oder falsch ist: H, H₂, H⁺, H²⁺, H₂⁺, H₂O, H₂O₂

Atombindung und Lewisformeln:

1. Was versteht man unter einer Atombindung? Wie unterscheidet sie sich von einer Ionenbindung?
2. Was ist eine Lewis- bzw. Valenzstrichformel? Was sagt sie aus und wie erstellt man sie?
3. Bei Elektronenpaaren in Valenzstrichformeln gibt es zwei verschiedene Typen. Nenne sie und beschreibe ihre Unterschiede und Gemeinsamkeiten.
4. Wiederhole die Regeln zum Erstellen von Valenzstrichformeln und erstelle dann die Valenzstrichformeln der folgenden Verbindungen: H₂, O₂, HCl, CH₄, H₂O, CO₂, PF₃, SiH₄, (ClO₄)⁻ sowie die aller Säuren und Säurereste
5. Was versteht man unter einer Elektronenhülle?
6. Wie kann ein Element Edelgaskonfiguration erreichen?
7. Stelle eine Hypothese auf: Sind Moleküle energieärmer oder -reicher als die enthaltenden Elemente?
8. Wovon ist der räumliche Bau von Molekülen abhängig. Wiederhole die Regeln und bestimme den Bau der in Frage 4 genannten Verbindungen.
9. Im Tetraeder liegt ein Bindungswinkel von genau 109,5° vor. Den folgenden Verbindungen liegt ein Tetraeder zugrunde. Folgende Winkel wurden gemessen: CH₄ 109,5°, NH₃ 106,8°, H₂O 104,5°. Wieso werden die Bindungswinkel kleiner?
10. Bestimme den räumlichen Bau von HClO, HClO₂, HClO₃, HClO₄
11. Was versteht man unter Elektronegativität? Erkläre und erläutere danach die folgenden Begriffe: polare Atombindung, Partialladung, Dipolmolekül.
12. Es gibt Schwefeltrioxid und Sulfid. Beide haben vergleichbare Formeln. Zeichne von beiden die Valenzstrichformel und erkläre die genauen Unterschiede zwischen den beiden Stoffen. Ordne dann den beiden Stoffen die folgenden Begriffe zu: Molekül, Ion, Feststoff, Bestandteil von Salzen, Säurerest.
13. Zwischen Atom- und Ionenbindung gibt es eine verbindende Beziehung. Erkläre den Zusammenhang und nenne auch eine mathematische Möglichkeit, den Bindungstyp einer Verbindung zu bestimmen.
14. Warum wird ein Wasserstrahl von einem geladenen Stab angezogen?
15. Trotz Partialladungen gibt es Verbindungen, wie z.B. CCl₄ oder CO₂, die keine Dipolmoleküle sind. Erkläre warum.
16. Bestimme die Bindungsart der folgenden Verbindungen. Bei welchen liegt ein Dipol vor?
CCl₄; H₂O, HCl; CO₂; MgI₂; IF₆; CBr₄; HBr, H₂S, AlCl₃
17. Welche Schreibweisen sind für Wasser korrekt? H₂O, H₂O²⁻, H₂O²⁺, H-O-H, H₂O
18. Definiere die folgenden Begriffe und nenne je ein Beispiel: Formalladung, Ionenladung, Partialladung, Dipol.
19. Erkläre, wie man bei einer Verbindung entscheiden kann, welche Art der Bindung vorliegt.
20. Definiere die folgenden Begriffe und nenne je ein Beispiel: Molekül, Ion, Ionenbindung, Salz, Element, unpolare Atombindung, polare Atombindung und Edelgaskonfiguration.
21. Überlege genau und entwickle eine Hypothese: Wie kann bei Salpetersäure aus der negativen Formalladung eine negative Ionenladung werden?
22. Welche weiteren Kräfte zwischen Molekülen kennst Du? Nenne sie nach abgestufter Stärke.
23. Welcher Zusammenhang besteht zwischen intermolekularen¹ Kräften und Schmelz- und Siedepunkten?
24. Wie kann man Vorhersagen zu den chemischen und physikalischen Eigenschaften von Molekülen treffen? Nenne dazu die Regeln.
25. Bestimme mithilfe der Regeln die Aggregatzustände von SiO₂, NH₃, CH₄, H₃COH

¹ inter = zwischen, intra = innerhalb