

Klausur- und Testvorbereitung zum zweiten Test in Klasse 8/9 (2. Lernjahr) II

Tipps:

- Wenn Du noch kein Periodensystem hast, besorge Dir eines, (z.B. hier: <https://hoffmeister.it/chemie/00-pse/PSE.pdf>). In Tests und Arbeiten ist dies eine große Hilfe!
- Schau Dir noch einmal gut alle Inhalte des ersten Halbjahres und des letzten Jahres an!
- Vor allem, wenn Du unsicher mit Reaktionsgleichungen bist, löse noch einmal einige Gleichungen von den drei Reaktionsgleichungs-Arbeitsblättern (=> https://hoffmeister.it/chemie/07-gesetzmaessigkeiten_chemischer_reaktionen.pdf)

Kapitel 1- 6: Verschwenderisch leichte Wiederholungsfragen zum Aufwärmen :-)

1. Wiederhole die Elementsymbole. Erstelle dann eine Übersicht mit den Formeln über alle Elemente, die auf „-stoff“ enden.
2. Falls im Unterricht behandelt: Beschreibe, was man erhält, wenn man Säure und Lauge gleicher Konzentration mischt. Wie nennt man diese Reaktion? Was ist bei deren Durchführung zu beachten?
3. Nenne sechs Säuren und drei Laugen mit Formel und falls im Unterricht behandelt auch deren Säurereste.
4. Falls im Unterricht behandelt: Was sagt der Massenerhaltungssatz aus? Was sagt der Energieerhaltungssatz aus?
5. Stelle die Reaktionsgleichung der Bildung folgender Stoffe auf: Fe_2O_3 ; Schwefeldioxid ; Schwefeltrioxid ; Phosphoroxid (= P_4O_{10}). Welcher Stoff entsteht, wenn man Phosphoroxid und Wasser mischt?
6. Welcher Stoff entsteht, wenn man Kohlenstoffdioxid und Wasser mischt?
7. Stickstoffdioxid reagiert mit Wasser zu Salpetersäure und Salpetriger Säure. Erstelle die Reaktionsgleichung.
8. Welche Aussagen treffen folgende Reaktionsgleichungen?
$$\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 + \text{E} \text{ ---> } 2 \text{NH}_3$$
$$\text{CH}_4 + 3 \text{O}_2 \text{ ---> } \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{E}$$
9. Falls im Unterricht behandelt: Was sagt das Gesetz der vielfachen Massenverhältnisse aus? Worin liegt die Erweiterung des Gesetzes der vielfachen Massenverhältnisse im Vergleich zu den konstanten Massenverhältnissen?
10. Was ist der Unterschied zwischen Sauerstoff und Luft?
11. Edelgase sind besonders reaktionsträge. Die liegt an ihrer besonderen Elektronenanordnung. Was versteht man unter Edelgaskonfiguration?
12. Was bedeutet ${}_3^7\text{Li}$?
13. Stelle die folgenden Reaktionsgleichungen auf:

Salzsäure	+	Calciumlauge	--->	Wasser	+	Calciumchlorid	+	E
Zink	+	Salzsäure	--->	Zinkchlorid	+	Wasserstoff	+	E
Magnesium	+	Salzsäure	--->	Magnesiumchlorid	+	Wasserstoff	+	E
Stickstoffdioxid	+	Wasser	--->	Salpetersäure	+	Stickstoffmonoxid	+	E
Kohlenstoffmonoxid	+	Wasserstoff	--->	Methan (CH_4)	+	Wasser	+	E
Benzin (C_8H_{18})	+	Sauerstoff	--->	Wasser	+	Kohlenstoffdioxid	+	E
14. Schwefel verbrennt an der Luft mit blassblauer Flamme, wenn der Schwefel in reinem Sauerstoff verbrennt, leuchtet er blau und es entsteht ein weißer Feststoff. Stelle die zwei Reaktionsgleichungen auf und bestimme die Massenverhältnisse.
15. Die Gase Stickstoff und Sauerstoff verbinden sich im Automotor im Massenverhältnis N:O = 7/8. Bestimme die Formel des entstehenden Gases.
16. Auch Gase haben ein Gewicht. 2g Wasserstoff und 16g Sauerstoff vereinigen sich beim Entzünden mit einem lauten Knall. Stelle die Reaktionsgleichung auf und bestimme das Massenverhältnis. Wie viel Gramm Wasserstoff braucht man für 12g Sauerstoff?
17. Bei einem Versuch reagieren 140g Eisen mit 80g Schwefel. Stelle die Reaktionsgleichung auf und bestimme das Massenverhältnis. Wie viel Schwefel braucht man für 105g Eisen?
18. Eisen verbrennt mit Schwefel unter hohem Druck im Massenverhältnis 7/6. Bestimme das Atomverhältnis.

Kapitel 7: Aufbau der Atome (Kern-Hülle-Modell)

19. Rutherford hat einen Versuch durchgeführt, der als Streuversuch bekannt wurde. Eines seiner Ergebnisse dabei war, dass Atome im Grunde leer sind. Erkläre den Versuchsaufbau mit einer Zeichnung
20. Stelle Rutherfords Ergebnisse verständlich dar, indem Du seine drei wichtigsten Beobachtungen und Schlussfolgerungen nennst.
21. Nenne die Elementarteilchen und ordne ihnen ihre Masse und Ladung zu.
22. Erkläre ein Modell zum Aufenthaltsbereich der Elektronen.
23. Warum hat Rutherford als Strahlenquelle α -Strahlen (=Heliumkerne) verwendet? Zeichne einen solchen Heliumatomkern und vergleiche mit einem Goldatom. Begründe Deine Meinung.
24. Zeichne selbst den Aufbau der folgenden Atome: H, He, Li, Na, Mg, Ca, Ba, Al, I.
25. Welcher Zusammenhang besteht zwischen der Anzahl an Elektronenwolken und der Periodennummer?
26. Nach welchen Kriterien ist das PSE aufgebaut?
27. Besteht ein Zusammenhang zwischen der Anzahl an Valenzelektronen und dem PSE?
28. Der russische Physiker Mendelejew hatte das PSE noch nach der Massenzahl geordnet. Finde im PSE Beweise, dass die Elemente heute nach ihrer Ordnungszahl und nicht nach der Massenzahl geordnet sind.
29. Was vermutest Du, war der Grund, warum es so lange gedauert hat, die Elemente sinnvoll anzuordnen.
30. Berechne den Anteil an metallischen Elementen im PSE.
31. Erkläre die Begriffe Hauptgruppe und Elementperiode.
32. Erkläre die Begriffe „Ordnungszahl“, „Protonenzahl“, „Massenzahl“.
33. Warum sind bestimmte Kombinationen von Protonen und Neutronen bei einem Element häufiger zu finden als andere? Was vermutest Du, ist der Grund, dass es nicht von jedem Element Isotope gibt?
34. Nenne verschiedene die verschiedenen Typen radioaktiver Strahlung und zeige, wie sie entstehen (nur falls im Unterricht besprochen).
35. Erkläre das Prinzip der Radio-Karbon Methode (^{14}C -Methode) zur Altersbestimmung (nur falls im UR besprochen).

Kapitel 9: Gruppen des PSE - (Tipp: Wiederhole das Arbeitsblatt: „das Periodensystem der Elemente“)

36. Wo befinden sich im PSE die Metalle bzw. die Nichtmetalle? Welches sind die Nichtmetalle?
37. Welche Elemente gehören zu den I) Alkalimetallen, II) Erdalkalimetallen, VII) Halogenen, VIII Edelgasen?
38. Beschreibe die im Unterricht durchgeführten Versuche mit Alkalimetallen. Erstelle dann eine Reihenfolge ihrer Reaktivität. Wie würde es innerhalb der Hauptgruppe weitergehen?
39. Kannst Du mit eignen Worten erklären, warum die Reaktivität zunimmt?
40. Wie reagieren Erdalkalimetalle mit Wasser und mit Sauerstoff?
41. Erstelle zu den ersten beiden Hauptgruppen jeweils eine Reaktionsgleichung für die Reaktion mit Wasser bzw. mit Sauerstoff.
42. Mit welchem Oberbegriff kann man die Verbrennungsprodukte der Alkalimetalle und der Erdalkalimetalle bezeichnen?
43. Warum verzögert sich der Reaktionsbeginn der Reaktion mit Wasser bei Calcium?
44. In welcher Form treten Verbindungen von Alkalimetallen und Erdalkalimetallen in der Natur auf? Nenne zu jedem Element zwei Beispiele und markiere dabei für menschliches Leben besonders wichtige.
45. Die 7. Hauptgruppe (Halogene) werden auch als „Horror cabinet“ des PSE bezeichnet. Kannst Du Dir denken warum?
46. Nenne Eigenschaften & Besonderheiten zu den ersten vier Halogenen.
47. Wozu werden Halogene von Menschen verwendet? In welcher Form sind sie lebenswichtig?
48. Erstelle eine Übersicht mit gemeinsamen Eigenschaften der 7. Hauptgruppe.
49. Als Nichtmetalle bilden Halogene neben den Dir bereits bekannten auch sauerstoffhaltige Säuren. Ein typischer Vertreter ist die Chlorsäure (HClO_3). Beschreibe seine Herstellung aus den Elementen.
50. Erstelle eine Übersicht über Eigenschaften und Verwendung der Edelgase.
51. Beschreibe mit Deinen Worten die folgenden „Tendenzen“ im PSE: Protonenzahl, Außenelektronen, Atomradius, Metallcharakter, Kernladung.
52. Ist Natrium ein Metall? Welche typischen Metalleigenschaften erfüllt es, welche nicht?
53. Ist die folgende Aussage richtig? „Die Alkalimetalle zeigen eine Abstufung der Eigenschaften“. Gilt diese Aussage auch für die Halogene?

Kapitel 10: Metalle und Redoxreaktionen & Energiediagramm (nur falls behandelt)

54. Ein Stück Natrium wird auf Wasser gelegt. Beschreibe die Reaktion. Stelle die Reaktionsgleichung auf. Liegt eine Redoxreaktion vor?
55. Die Reaktion von Kupferoxid mit Wasserstoff ist eine typische Redoxreaktion. Erkläre sie genau und definiere dann „Redoxreaktion“ und erkläre ihre Kennzeichen.
56. Vergleiche diese Kupferoxidreduktion mit der historischen Kupfergewinnung.
57. Was versteht man unter Oxidation, Reduktion und Redoxreaktion? Erkläre mit einem Beispiel.
58. Liegt bei dem Luftballon-Explosionsversuch eine Redoxreaktion vor? Begründe mit einer Reaktionsgleichung.
59. Nenne drei Wege (mit Reaktionsgleichung) aus CuO das metallische Element zu gewinnen.
60. Was ist der Hochofenprozess? Erkläre umfassend.
61. Beschreibe das Thermitverfahren.
62. Wie unterscheidet sich der Hochofenprozess vom Thermitverfahren, wo liegen Gemeinsamkeiten?
63. Wie kann aus Bleioxid (PbO) Sauerstoff und Blei gewonnen werden?
64. Ist die Zersetzung von Wasser eine Redoxreaktion? Wiederhole den Versuchsaufbau und begründe.
65. Kann man zu Kohlenstoffdioxid verbrannten Kohlenstoff wieder zurückgewinnen?
66. Zum Knobeln: Benzin (C₈H₁₈) verbrennt an der Luft zu Wasser und Kohlenstoffdioxid. Erstelle die Reaktionsgleichung und das passende Energiediagramm. Liegt eine Redoxreaktion vor. Begründe.
67. Erkläre die Begriffe „endotherme Reaktion“ und „exotherme Reaktion“ mit je einer Beispielreaktion und zeichne das passende Energiediagramm. (Vergisst Du die Achsen zu beschriften, schreibe alle Fragen 17mal ab! *g*)
68. Entscheide bei folgenden Reaktionen, ob es sich um einen exo- oder endothermen Vorgang handelt!
 - a) Beim Entladungsvorgang einer Autobatterie werden Bleiverbindungen umgewandelt und elektrische Energie wird abgegeben.
 - b) Holz wird zum Heizen von Häusern verwendet.
 - c) Der Mensch und viele Wirbeltiere sind gleichwarm: Die Körpertemperatur bleibt aufgrund der chemischen Umsetzung von Nährstoffen (hauptsächlich Kohlenhydrate) und Sauerstoff bei der Atmung konstant.
 - d) Die Reaktion in Verbrennungsmotoren.
 - e) Bauxit der Ausgangsstoff der Aluminiumherstellung enthält einen großen Prozentsatz an Aluminiumoxid. Die Gewinnung von Aluminium wird stets dort durchgeführt, wo billige elektrische Energie zur Verfügung steht.
 - f) Quecksilberoxid lässt sich durch Erhitzen in Quecksilber und Sauerstoff zersetzen.
 - g) Pflanzen speichern bei der Photosynthese Sonnenenergie in chemischer Form in energiereichen Verbindungen (Traubenzucker, Sauerstoff).
 - h) Eine starke Säure einer Autobatterie wird zum Entsorgen neutralisiert.
69. Was ist ein Katalysator? Nenne Aufgaben und beschreibe sein Verhalten z.B. bei der Verbrennung von Zucker. Erstelle die Reaktionsgleichung [Zucker: C₆H₁₂O₆] und zeichne anschließend ein Energiediagramm der katalytischen Zuckerverbrennung.
70. Vergleiche das Thermitverfahren mit dem Hochofenverfahren.
71. Vergleiche Kupfer und Eisen hinsichtlich ihrer Eigenschaften und Verwendung.
72. Nenne Eigenschaften von Aluminium? Wie wird es hergestellt?
73. Vergleiche die Reaktion von ZnO + Cu mit der Reaktion von CuO + Zn. Welches der beiden Metalle ist edler?
74. CuO reagiert mit Mg explosionsartig. Stelle eine Reihung (edel/ unedel) der Metalle Au, Ag, Cu, Mg, Na und Zn auf.
75. In der Natur kommen die meisten Metalle als Oxid vor (also nicht als Element). Gold, Silber und Kupfer hingegen auch in gediegener Form (= als Element). Was vermutest Du als Ursache?
76. Warum hat die „Erfindung“ der Eisenherstellung länger gedauert als die der Kupferherstellung?
77. Ist Bronze ein Element? Was weißt Du eigentlich über die Bronzezeit?
78. Beschreibe eine Möglichkeit, wie man Silber aus dem Erz gewinnt.
79. Nenne Eigenschaften von Wasserstoff und erkläre die Nachweisreaktion (Knallgasprobe). Ist es eine Redoxreaktion?

Kapitel 11: Ionen & Salze (nur falls behandelt)

80. Nenne typische Eigenschaften von Salzen.
81. Was ist ein Ion? Definiere!
82. Erkläre den Begriff Edelgaskonfiguration.
83. Nenne verschiedene Möglichkeiten Natriumchlorid zu bilden. Schlage jeweils einen geeigneten Versuchsaufbau vor.
84. Nenne die Regeln, nach denen man die Ionenladung eines Ions bestimmen kann.
85. Erkläre den Unterschied zwischen H_2 und H^+ sowie von Ca und Ca^{2+} .
86. Bestimme die Ionenladung der folgenden Ionen und erstelle die Summenformel, welche sie im entsprechenden Salzkristall haben:

	Cl	Br	O	SO₃
Li				
Ba				
Mg				
Al				

87. Stelle die folgenden (sehr schweren) Reaktionsgleichungen auf, Kennzeichne dabei alle Ionen:
- Ammoniumcarbonat reagiert zu Ammoniak (NH_3), Kohlendioxid und Wasser.
 - Ammoniumsulfat ($(NH_4)_2(SO_4)$) zerfällt in Ammoniak, Schwefeldioxid und Wasser.
 - Reaktion von Natriumcarbonat mit Schwefelsäure. Es entstehen Kohlendioxid, Natriumsulfat und ein dritter, Dir bekannter Stoff.
 - Kaliumcarbonat wird durch Hitze zu Kohlendioxid, Wasser und einem dritten Stoff zersetzt.
 - Reaktion von FeS_2 mit Sauerstoff zu Eisen(III)-oxid und Schwefeldioxid.
88. Beschreibe den Versuchsaufbau der Elektrolyse von Kupferchlorid. Welche Beobachtungen kann man machen? Erkläre diese.
89. Betrachte die Bildung von Natriumchlorid aus den Elementen. Ist diese Reaktion Endo- oder exotherm?
90. Warum hat Natriumchlorid die Summenformel $NaCl$? Im Kristall sind doch viel mehr Ionen enthalten, oder?
91. Was versteht man unter dem Begriff „Koordinationszahl“? Wovon hängt die Koordinationszahl ab?
92. Warum leiten Ionen den elektrischen Strom? Beschreibe einen entsprechenden Versuch.
93. Welche Ionen sind in Natriumchlorid zu finden? Welche in Berylliumsulfat?
94. Vervollständige: Ionen entstehen durch...
95. Vervollständige: Ionen unterscheiden sich von Atomen durch...
96. Beschreibe den allgemeinen Aufbau der Salze.
97. Welche Eigenschaften haben Ionen?
98. Wie bestimmt man die Ladung eines Säurerestes?
99. Welche Ladung hat der Säurerest der Chromsäure $H_2Cr_2O_7$ und der der Kieselsäure H_2SiO_3 ?
100. Welche Voraussetzungen müssen gegeben sein, damit Ionen den Strom leiten?
101. Erkläre den Begriff Ionenbindung. Wodurch werden die Ionen zusammengehalten?
102. Erkläre den Vorgang des Schmelzens eines Salzes. Wovon ist der Schmelzpunkt abhängig?
103. Gönn' Dir eine Pause ;-)