

Wiederholungsfragen

1. Säure-Base-Reaktionen

1. Definiere die Begriffe „Säure“ und „Lauge“ und wiederhole alle Säuren und ihr Säurereste.
2. Was ist ein Indikator? Erkläre, welche positiven Eigenschaften ein Stoff haben muss, um ein Indikator zu sein und nenne Dir bekannte Indikatoren.
3. Beschreibe die Darstellung von Chlorwasserstoff im Labor? Wie kann daraus Salzsäure gewonnen werden?
4. Beschreibe die Darstellung von Schwefelsäure.
5. Definiere Protolyse und Autoprotolyse.
6. Definiere den Begriff Ampholyt und nenne fünf Beispiele.
7. Erkläre den Zusammenhang zwischen Säure, der Säurewirkung und Oxoniumionen (bzw. Protonen)?
8. Definiere Säure, Lauge/ Base nach Arrhenius und Brönstedt. Warum hat Brönstedt das System der Lauge erweitert? (Tipp: nenne zuerst 5 Laugen und 15 Basen!)
9. Warum spricht man bei Säure - Base Reaktionen auch vom „Donator-Akzeptor-Prinzip“
10. Begründe mit einer Reaktionsgleichung, warum auch NH_3 alkalisch wirken kann und OH^- freisetzt, obwohl es doch kein Hydroxid in der Formel enthält!
11. Nenne Stoffe, die durch Säure bzw. durch Laugen angegriffen werden.
12. Was versteht man unter dem „korrespondierenden Säure-Base Paar“? Nenne Beispiele.
13. Was versteht man unter dem pH-Wert? Definiere und erkläre den genauen Zusammenhang zwischen pH-Wert und der Konzentration.
14. Nenne 5 Dinge aus dem täglichen Leben, die eine Säure sind
15. Nenne die Formel zur Neutralisation.
16. Nenne die Formel zur Konzentrationsberechnung.
17. Bestimme die Konzentration einer Lösung, die 95ml Wasser und 1mol Salz enthält
18. Wie viel Wasser muss zu 0,121 mol Kochsalz zugegeben werden, damit eine Lösung mit $c = 0,05 \text{ mol/l}$ entsteht?
19. Berechne: Es sollen 10ml Salzsäure ($c = 0,001 \text{ mol/l}$) mit Kalkwasser neutralisiert. Bestimme die notwendige Stoffmenge an Calciumhydroxid.
20. Berechne: Es sollen 10 ml Phosphorsäure ($c = 0,001 \text{ mol/l}$) neutralisiert werden. Berechne für Kaliumhydroxid und für Kalkwasser.
21. Definiere Lauge und Base und nenne dann Unterschiede und Gemeinsamkeiten der beiden Konzepte.

2. Redoxreaktionen und Metalle

22. Erläutere, wofür man Oxidationszahlen verwendet und wie man sie bestimmt. Schreibe dazu die wichtigsten Regeln nochmal auf.
23. Bestimme die Oxidationszahlen:

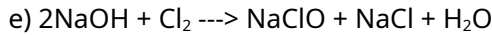
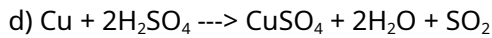
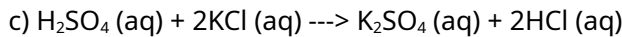
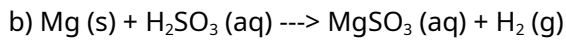
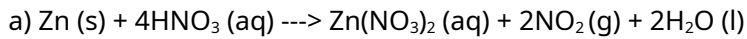
NaOH , H_2O , K_2MnO_4 , Cl_2O_4 , HClO_3 , HBrO_3 , SnH_4 , CaB_2O_4 , K_2SnO_3 , $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$, $(\text{AsO}_4)^{3-}$,

NH_3 , NH_4^+ , Cl_2 , O^{2-} , SO_4^{2-} , CaO , AlBr_3 , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, H_2CO_3 , NaNO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, IO_3^- , LiH , KMnO_4 ,

Al_2O_3 , Mg , H_2O , H_2SO_3 , H_2S , H_3PO_3 , H_2O_2 , S_8 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , CaHPO_4 .

24. Was ist eine Redoxreaktion? Erläutere anhand eines Beispiels und definiere dazu Redoxreaktion, Oxidation und Reduktion.
25. Erläutere das Donor-Akzeptor-Prinzip. Wende es auf je ein Beispiel einer Redoxreaktion und einer Säure-Base-Reaktion an.
26. Nenne die nötigen Schritte, um eine Redoxreaktion zu lösen in der richtigen Reihenfolge
27. Erkläre die Begriffe: Ion, Atom, Element, Molekül, Anion, Kation? Nenne Beispiele!
28. Erkläre allgemein die Ionenbindung?.
29. Erkläre die „Zusammensetzung der Salze“ mithilfe einer Definition und nenne dann Regeln, wie man Salzformeln bestimmt.

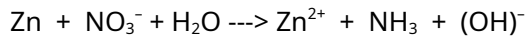
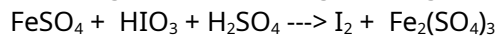
30. Begründe mithilfe von Oxidationszahlen, welche der folgenden Reaktionen Redoxreaktionen sind:



31. Wiederhole Dir bekannte Redoxreaktionen und erstelle die passenden Reaktionsgleichungen.

32. Formuliere die Gleichung der Zellatmung. Ist dies eine Redoxreaktion? Beweise es!

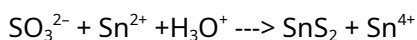
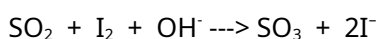
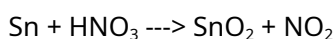
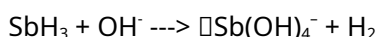
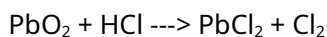
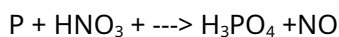
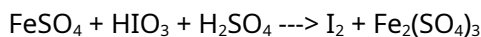
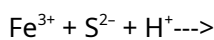
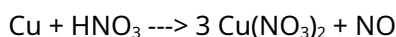
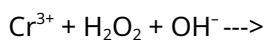
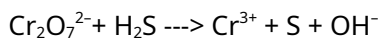
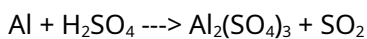
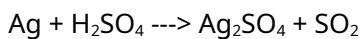
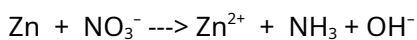
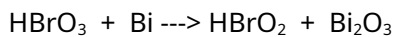
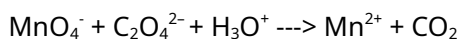
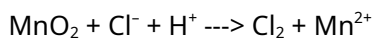
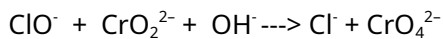
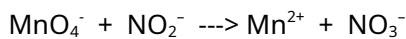
33. Löse folgende Reaktionsgleichungen:



34. Wie kann man Metalle hinsichtlich ihres Oxidationsvermögens/ Reduktionsvermögens untersuchen (also ihres unedlen/ edlen Charakters)?

35. Nenne gute Reduktions- und gute Oxidationsmittel.

36. Löse die folgenden Redoxreaktionen:



37. Erkläre die Begriffe Disproportionierung und Synproportionierung. Nenne Beispiele.

38. Erläutere die Metallbindung mithilfe einer Skizze

39. Nennen Grundtypen chemischer Reaktionen.

40. Nenne und beschreibe zwei Wege aus Eisenoxid das Element Eisen herzustellen.

41. Warum kann man weder Aluminium, Zink oder Eisen einfach elementar abbauen? Das würde doch viel Geld sparen!
42. Erläutere den Vorgang der Schmelzflusselektrolyse? Zeichne dazu schematisch den Aufbau einer Schmelzflusselektrolysezelle.
43. Nenne wichtige Eigenschaften von Kupfer und wofür es verwendet wird
44. Nenne wichtige Eigenschaften von Aluminium und wofür es verwendet wird
45. Nenne Produkte, bei denen besonders Aluminium eine Rolle spielt.
46. Definiere: Atom, Element, Molekül und Ion.
47. Erstelle eine Übersicht (mit Ionenladungen) der Säurereste
48. Nenne den Säurerest von Schwefelwasserstoff, Phosphoriger Säure. Nenne die Formel von Kalkwasser!
49. Ergänze:

Aluminiumfluorid	Calciumphosphat		Magnesiumphosphit
		AgNO ₃	

50. Definiere die Begriffe Säure und Lauge. Was sind Ampholyte?
51. Nenne die Formel von Oxoniumionen und von Hydroxidionen.
52. Wiederhole die Dissoziationsgleichungen der Säuren und Laugen.
53. Nach welchen Kriterien kann man endotherme und exotherme Reaktionen unterscheiden?
54. Erkläre die Vorgänge beim Rosten von Eisen.
55. Beschreibe das Thermitverfahren mit Beobachtung, Schlussfolgerung und Reaktionsgleichung. Wofür wird es verwendet?
56. Nenne gemeinsame Eigenschaften von Metallen.
57. Was bedeutet „die Reaktion läuft im alkalischen Milieu ab“?
58. Was bedeuten die Vorsilben „penta“ und „hexa“ und wofür benutzt man sie?
59. Nenne die Formel von: Fluorid, Phosphat, Ammonium, Permanganat, Sulfat, Sulfid, Nitrat
60. Nenne alle Oxidationsstufen des Mangans und die dazugehörigen Farben.

3. Elektrochemie

61. Erkläre den Begriff „Lösungstension“ (=Lösungsdruck).
62. Wie kommt es durch die Lösungstension zu verschiedenen Spannungspotentialen bei Cu und Zn-Stäben?
63. Wie kann man ein Vergiften vermeiden?
64. Erkläre genau die Vorgänge an beiden Stäben mit Reaktionsgleichungen und einer Gesamtreaktionsgleichung.
65. Was sind Galvanische Elemente und was ist ein Daniell-Element? Erkläre mit einer beschrifteten Zeichnung. Wo finden Ox und Red statt? Erkläre genau!
66. Stelle die Reaktionsgleichung der elektrochemischen Reaktion des Daniell-Elementes auf.
67. Definiere: Anode, Kathode, Halbzelle, Normalpotential, elektrochemische Spannungsreihe.
68. Wie würde man eine Elektrolyse durchführen, bei der es zur Bildung eines unedlen Metalls, wie z.B. Natrium kommt?
69. Welche Unterschiede bestehen zwischen galvanischen Elementen und der Elektrolyse?
70. Wirkt Wasserstoffperoxid (H_2O_2) eher als Reduktions- oder als Oxidationsmittel? Wie kann man dies theoretisch und praktisch beweisen?
71. Wenn gelöster Schwefelwasserstoff an der Luft steht, wird die Lösung nach einiger Zeit gelb. Welche Reaktion läuft ab. Stelle dazu auch das Redoxpotential auf.
72. Im Labor sollen Hg^{2+} -Ionen zu Hg^+ -Ionen reduziert werden, ohne dass dabei das leicht in die Gasphase übergehende (und beim Einatmen giftige) metallisches Quecksilber (Hg) entsteht. Welches Redoxpotential muss das Reduktionsmittel haben? Begründe!
73. Wenn eine Lösung von Schwefelwasserstoff längere Zeit an der Luft steht, scheidet sich Schwefel ab, welcher darauf sichtbar schwimmt. Erkläre und formuliere die Reaktionsgleichung.
74. Die Metalle Silber, Zink, Kupfer und Blei werden jeweils in Silbernitrat-, Bleinitrat-, Zinksulfat- und Kupfersulfat-Lösung gegeben. In welchen Fällen findet eine Reaktion statt?
75. Nennen Sie drei Metalle, die trotz stark negativem Normalpotential gegenüber Wasser beständig sind.
76. Für einen Versuch benötigt man sehr reines Kupfer(II)-Chlorid. Ein unbedachter Praktikant entnahm das Salz mit einem Stahlöffel aus der Aufbewahrungsflasche. Warum war der Laborleiter, der alles beobachtet hatte, skeptisch in Bezug auf die Ergebnisse?
77. Bei der Kupfergewinnung kann man sich den besonderen Stoffwechsel von Bakterien zunutze machen. Erze mit geringem Kupferanteil werden dazu mit den Bakterien in Kontakt gebracht. Die Bakterien wandeln nun ebenfalls vorhandenes Fe^{2+} zu Fe^{3+} um. Das Produkt wandelt nun die Sulfidionen des Kupfersulfids in Sulfat um (Bildung von CuSO_4). Kupfersulfat ist wasserlöslich, sodass das Kupfersalz nun einfach aus dem Gestein gelöst und anschließend elektrolytisch Kupfer gewonnen werden kann. Stelle die passende Redoxreaktion auf.
78. Erkläre den Aufbau eines Daniell-Elementes (mithilfe einer Zeichnung und den passenden Reaktionsgleichungen).
79. Welche unerwünschten Vorgänge finden in galvanischen Elementen statt, wenn sie nicht durch ein Diaphragma oder eine Salzbrücke in Halbzellen aufgetrennt sind? Gebe die Reaktionsgleichungen dazu an.
80. Zeichne ein galvanisches Element mit einer Silber- und einer Kupferelektrode. Bestimme die elektrischen Pole, Anode und Kathode sowie die Stromflussrichtung. Welche Spannung wird gemessen werden?
81. Berechne die Leerlaufspannung des $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{H}^+/\text{H}_2$
82. Wie lauten die genauen Standardbedingungen?
83. Berechnen die Spannungen der folgenden galvanischen Elemente bei Standardbedingungen:
 - a) $\text{Pb}/\text{Pb}^{2+} // \text{Pt}/\text{Pt}^{2+}$
 - b) $\text{Al}/\text{Al}^{3+} // \text{Br}_2/\text{Br}^-/\text{Pt}$
 - c) $\text{Pb}/\text{Pb}^{2+} // \text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}/\text{Pt}$
 - d) $\text{Ag}/\text{Ag}^+ // \text{Au}/\text{Au}^{3+}$
84. Definiere Oxidationsmittel und Reduktionsmittel. Welches Element ist das stärkste Oxidationsmittel?
85. Läuft die folgende Reaktion freiwillig ab? Berechne die EMK und stelle die Reaktionsgleichung auf.
 - a) Chlor und Iodid
 - b) Ein Zinkstab in einer Silberionenlösung

- b) Silber und Säure
- c) Eisen und Chlor
- d) MnO_4^- -Ionen in saurer Lösung H_2O_2
- e) Schwefelwasserstoff und Iod
- f) Brom wird in eine NaCl-Lösung gegeben
- g) Zinn wird in eine Eisen(II)-sulfatlösung gestellt
- h) Kupfer reagiert mit einer Eisen(III)-sulfatlösung

86. Warum kann man angelaufenes Silberbesteck in heißer Kochsalzlösung mit Aluminiumfolie „reinigen“?
87. a) Fertige eine beschriftete Skizze eines Bleiakкумуляtors an.
 b) Formuliere die Gleichungen für die beim Entladen an Anode bzw. Kathode ablaufenden Reaktionen.
 c) Früher musste bei den Blei-Akkumulatoren von Zeit zu Zeit destilliertes Wasser nachgefüllt werden.
88. Als Schutz vor Korrosion soll ein Eisenblech (Das Standardpotenzial von Eisen beträgt $E_o = -0,44\text{V}$) mit einer metallischen Schutzschicht umgeben werden. Zur Verfügung stehen folgende Metalle:
- | | |
|-----------|------------------------|
| Aluminium | $E_o = -1,67\text{ V}$ |
| Zink | $E_o = -0,76\text{ V}$ |
| Nickel | $E_o = -0,25\text{ V}$ |
| Blei | $E_o = -0,13\text{ V}$ |
- Welche Metalle eignen sich überhaupt nur, und bei welchen besteht auch nach einer möglichen Verletzung der Schutzschicht weiterhin Korrosionsschutz? Begründe ausführlich.
89. Beschreibe die Herstellung von Aluminium aus Bauxit. Gehe dabei auf folgende Fragen ein:
- a) Welche Rolle spielt Kryolith bei dem Prozess?
 - b) Warum muss alles wasserfrei ablaufen?
 - c) warum nennt man den Vorgang auch Schmelzflusselektrolyse?
 - d) warum ist die Aluminiumherstellung so teuer?
90. Bei einem versehentlichen Biss mit einem Goldzahn auf ein Kaugummipapier (aus Aluminiumfolie) kommt es zu einem kurzen Schmerz im Zahn. Erkläre den Vorgang.
91. Kann man aus der Spannungsreihe Informationen über die Möglichkeit einer Elektrolyse gewinnen? Erkläre!
92. Erkläre die Begriffe Zersetzungsspannung und Überspannung.
93. Welche der folgenden Reaktion läuft ab? Begründe mithilfe der Spannungsreihe.
- a) Zugabe von Kupfer zu einer Silbernitratlösung?
 - b) Zugabe von Silber zu einer Kupfersulfatlösung?
 - c) Ein Sulfid (aus Eiern) kommt in Kontakt mit Silber
 - d) Silberionen kommen in Kontakt mit Schwefel