

Komplexe zur Abiturvorbereitung – Profilfach Chemie

Mündliche und schriftliche Prüfung

Abiturvorbereitung: Profulfach Chemie (schriftliche und mündliche Prüfung)

1. Säure – Base – Reaktionen

- 1.1 - Säure – Base – Theorie von Arrhenius und Brönsted erläutern und vergleichen
- Säure – Base – Theorie nach Brönsted mit allen dabei notwendigen Fachbegriffen erläutern
- Säure – Base – Reaktionen mit Redoxreaktionen vergleichen
- Autoprotolyse und Ionenprodukt des Wassers erklären
- Ableitung wichtiger Formeln und Werte: K_W , pH, pOH, pK_S , pK_B
- 1.2 - pH – Wert – Berechnungen für schwache und starke Säuren und Basen durchführen und interpretieren
- 1.4 - an Beispielen erklären: Puffer, Pufferwirkung, Bedeutung von Puffern, Abstumpfen schwacher Säuren und Basen
- Berechnungen zu Pufferlösungen durch die Henderson-Hasselbalch-Gleichung durchführen
- 1.5 - Acidität und Basizität von Salzlösungen mit entsprechenden Protolysegleichgewichten erklären und berechnen (auch hydratisierte Metallionen)
- 1.6 - Neutralisationsreaktionen als quantitative Verfahren zur Bestimmung von Säuren und Basen beschreiben
- verschiedene Neutralisationskurven auswerten und skizzieren
- Einsatz des Indikators interpretieren

2. Redoxreaktionen, Elektrochemie

- 2.1 - Redoxreaktionen ausführlich erklären, alle notwendigen Begriffe definieren und die Anwendung beherrschen
- nach experimenteller Vorlage bzw. nach Vorgabe über Teilreaktionen Redoxgleichungen aufstellen, dabei in saurer, basischer und neutraler Lösung unterscheiden
- 2.2 - an Beispielen die Begriffe der Elektrochemie: Elektrolyt, Halbelement, galvanisches Element, insbesondere Daniell-Element, Konzentrationszelle, Elektrodenpotential, elektrische Spannungsreihe, Redoxreihe erläutern
- Voraussagen für den Ablauf von Redoxreaktionen mithilfe der Redoxpotentiale beherrschen und begründen
- 2.2 - NERNST – Gleichung bei der Berechnung von Elektrodenpotentialen anwenden (*als Zusatz möglich*)
- 2.3 - Korrosion durch Bildung von Lokalelementen an Metallen wie Fe, Zn, Sn..., sowie Säure-Korrosion und Sauerstoffkorrosion erläutern
- Möglichkeiten des aktiven und passiven Korrosionsschutzes erklären
- 2.4 - Grundlagen der Elektrolyse erklären
- Elektrolysezelle und galvanische Zelle vergleichen
- 2.5 - FARADAYsche Gesetze nennen, deuten und in Berechnungen anwenden
- (Begriff Zersetzungsspannung und Überspannung definieren – zusätzlich)
- 2.6 - den Aufbau der Elektrolysezellen in der Praxis, die Zellreaktionen und deren Nutzung erläutern (Chloralkali-Elektrolyse, Kupferraffination, Aluminiumschmelzflusselektrolyse)
- 2.7 - Bau und Funktionsweise elektrochemischer Spannungsquellen erklären (LECLANCHE-Element, Zink-Luft-Element, Bleiakkumulator, Brennstoffzelle)

3. Chemisches Gleichgewicht

- 3.1 - Begriffe: homogene und heterogene Systeme, offene, geschlossene und abgeschlossene Systeme deuten
 - die Einstellung des chemischen Gleichgewichts erläutern (auch Modellexperiment)
 - Merkmale des chemischen Gleichgewichts nennen und erläutern
 - Konzentrations-Zeit-Diagramm bzw. Geschwindigkeits-Zeit-Diagramm zeichnen und interpretieren
- 3.2 - Ableitung des MWG (kinetische Ableitung) erklären
 - das Prinzip von Le Chatelier auf Gleichgewichte anwenden und mit dem MWG vergleichen
 - die Bedeutung der Gleichgewichtskonstanten K_c und K_p nennen und erläutern
 - zur Berechnung von Konzentrationen bei Gleichgewichtsreaktionen anwenden
- 3.3 - an Beispielen Bedingungen zur Ausbeuteerhöhung bei Gleichgewichtsreaktionen mithilfe von Le Chatelier bzw. mithilfe des MWG begründen
- 3.4 - die Begriffe: Löslichkeitsgleichgewicht, Löslichkeitsprodukt und Stabilitätskonstante bei Komplexverbindungen erläutern und Berechnungen durchführen
 - Bedingungen zur Beeinflussung der Löslichkeitsgleichgewichte schwerlöslicher Salze erläutern
- 3.5 - den Zusammenhang zwischen der Gleichgewichtskonstante und der freien Enthalpie angeben
- 3.6 - chemisch-technische Synthesen: Ammoniak-Synthese, Methanol-Synthese, SO_2/SO_3 -Gleichgewicht zur Schwefelsäureherstellung erläutern

4. Reaktionskinetik

- 4.1 - die Definitionen für die Durchschnittsgeschwindigkeit (*und die Momentangeschwindigkeit – als Zusatz möglich*) angeben und mithilfe eines Konzentrations-Zeit-Diagramms deuten
- 4.2 - die Begriffe Reaktionsgeschwindigkeit, Geschwindigkeitskonstante für eine chemische Reaktion erklären
 - die „Stoßtheorie“ und die RGT-Regel erläutern
 - die Begriffe Aktivierungsenergie auch mithilfe von Diagrammen und bei Katalysen definieren und erläutern
 - die Theorie des Übergangszustandes kennen

5. Energetik

- 5.1 - Grundgrößen der Thermodynamik kennen (Definition, inhaltliche und mathematische Deutung, Zusammenhänge) wie z.B. Prozessgrößen: Reaktionswärme und Volumenarbeit
 Zustandsgröße: innere Energie
 weiterhin: molare Standard-Reaktionsenthalpie
 molare Standard-Reaktionsenergie
 Bildungs-, Gitter-, Hydratations-,
 Lösungs-, Neutralisations-, Bindungs-
 Enthalpie
- 5.2 - 1. Hauptsatz der Thermodynamik interpretieren und für Berechnungen nutzen
 - Satz von Hess formulieren und dessen Bedeutung an Beispielen für die Berechnung von Reaktionsenthalpien zeigen
 - für chemische Reaktionen die molare Standard-Reaktionsenthalpie aus den molaren Bildungsenthalpien berechnen

- 5.3 - Experiment zur Bestimmung der molaren Reaktionsenthalpie (Kalorimeter) durchführen und mithilfe vorgegebener und gemessener Größen berechnen
- 5.4 - die Bedeutung der thermodynamischen Größe Entropie erläutern
 - 2. Hauptsatz der Thermodynamik formulieren
 - die GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung interpretieren und diese im Zusammenhang mit der freien Reaktionsenthalpie und endergonischen bzw. exergonischen Reaktionen verdeutlichen
 - die Triebkräfte von Reaktionen nennen und erläutern, besonders für spontane endotherme Reaktionen
 - freie Reaktionsenthalpie für chemische Reaktionen berechnen

6. Atombau, PSE

- 6.1 - Leistungen und Grenzen Atom-Modellvorstellungen erläutern
 - *(einen Überblick über das wellenmechanische Atommodell verschaffen (Orbitale, Elektronenkonfiguration, HUNDSche Regel, PAULI-Prinzip...))*
 - *die Existenz von Haupt- und Nebengruppenelementen mithilfe des wellenmechanischen Atommodells begründen - als Zusatz möglich)*
- 6.2 - das Gesetz der Periodizität der Element wiederholen
 - den Bau des Atoms und Ions vergleichen
 - Zusammenhang zwischen Eigenschaften, Atombau der Elemente und Stellung im PSE begründen
 - die Beziehung zwischen der Struktur, der chemischen Bindung und der Eigenschaften von Stoffen z.B. salzartige Stoffe, Metalle... erläutern

7. Komplexverbindungen, Chemische Bindungen

- 7.1 - Bau, Ladung und Nomenklatur von Komplexen und deren Bindungsverhältnisse nach den verschiedenen Modellen erläutern
 - Besonderheit der Chelatkomplexe kennzeichnen
 - Beispiele für die Rolle der Komplexe in der Analytik, Natur, Umwelt und Technik angeben
 - das MWG auf Komplexreaktionen anwenden(Stabilitätskonstante, Dissoziationskonstante)
 - Ligandenaustauschreaktionen mit Reaktionsgleichungen angeben
 - Nachweisreaktionen für Kupfer(II)-, Eisen(II)-, Eisen(III)-Ionen mit den entsprechenden Nachweismitteln kennen
- 7.2 - Bindungen und Strukturen in den verschiedenen Stoffklassen: salzartige Stoffe, Metalle, Molekülsubstanzen, polymere Stoffe kennen
 - in allen Fällen die Beziehung zwischen chemischer Bindung, Struktur und Eigenschaften dieser Stoffe erklären
 - das EPA-Modell erklären und auf verschiedene Beispiele anwenden

8. Organische Chemie

- 8.1 - Zusammenhang zwischen Struktur, Eigenschaften und Reaktionsverhalten kettenförmiger Kohlenwasserstoffe (Alkane, Alkene, Alkine als homologe Reihe) erläutern
 - Nomenklatur kennen und anwenden
 - Reaktionen der KWS: Oxidation, Addition, Substitution, Eliminierung mit Reaktionsgleichungen kennen
 - Cracken als technisches Verfahren erklären
- 8.2 - Zusammenhang zwischen Struktur, Eigenschaften und Reaktionsverhalten der Halogenkohlenwasserstoffe erläutern
 - radikalische Substitution als Mechanismus mithilfe von Reaktionsgleichungen erklären
 - Bedeutung der Halogenkohlenwasserstoffe (Verwendung und Umweltbelastung) kennen

- 8.3 - homologe Reihe der Alkanole, Einteilung der Alkanole nach der Anzahl und der Stellung der OH-Gruppenkennern
- typische Reaktionen: Addition (am Ethen mit Brom), Substitution, Eliminierung, Esterbildung, Redoxreaktion erläutern
- Bildung von Borsäureester als Nachweis von Methanol und Ethanol angeben
- 8.4 - homologe Reihe der Alkanole kennen
- Nachweis der reduzierenden Wirkung der Aldehydgruppe mithilfe von Reaktionsgleichungen erläutern (TOLLENS- , FEHLING- Reagenz)
- 8.5 - homologe Reihe der Alkansäuren, deren Nomenklatur, Struktur und Aciditätsunterschiede erklären (auch substituierte Alkansäuren)
- den Begriff I-Effekt definieren und an Beispielen anwenden
- typische Säurereaktionen, Esterbildung und Esterspaltung mithilfe von Reaktionsgleichungen erläutern
- 8.6 - Struktur und Bindung des Benzols (aromatischer Zustand) mithilfe der Orbitaltheorie erklären
- Reaktionen des Benzols: Oxidation, Substitution aufstellen
- Struktur, Eigenschaften und Verwendung der Benzolderivate: Toluol, Benzoesäure, Phenol, Salicylsäure erklären
- Bromierung nach der SSS- bzw. KKK-Regel (am Beispiel von Toluol) erläutern
- den Mechanismus der elektrophilen Substitution am Beispiel der Synthesen zu Benzolderivaten erklären
- I-Effekte und M-Effekte anwenden