|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | **Über diese Begriffe muss ich Bescheid wissen** | **Erläuterung** |
| **Die chemische Analyse** | | |
|  | qualitative Analyse  (Stoffanalyse) | Gibt Auskunft über die Art der enthaltenen Stoffe |
|  | quantitative Analyse  (Mengenanalyse) | Gibt Auskunft darüber, wie viel von der jeweiligen Substanz in einer Stoffprobe enthalten ist. |
|  | Negative/positive Blindprobe | Als negative Blindprobe werden Nachweisreaktionen ohne die zu analysierende Substanz bezeichnet.  Eine positive Blindprobe beinhaltet eine bekannte Menge der zu analysierenden Substanz. |
|  | Fällungsreaktion | Chemische Reaktion, bei der Ionen ein schwer lösliches Salz bilden, das als Niederschlag ausfällt. |
|  | Spezielle Nachweisreaktionen | * Halogenidionen mit Silbernitrat (Fällungsreaktion) * Wasserstoff : Knallgasreaktion * Sauerstoff : Glimmspanprobe * Kohlenstoffdioxid : Kalkwasserprobe [Ca(OH)2(aq)] |
|  | Stoffmenge n | Größe, die eine Stoffportion quantitativ beschreibt; Einheit Mol;  1 Mol ist die Stoffportion, die 6,022 x 1023 Teilchen enthält. |
|  | Molare Masse M(X) | Masse, die ein Mol (also 6,022 x 1023 Teilchen) eines Stoffes besitzt.  M(X) = ; Einheit:  Zahlenwert von M(X) entspricht dem Zahlenwert der Atommasse mA mit der Einheit u. |
|  | Molares Volumen Vm(X) | Volumen, das ein Mol eines Stoffes im *gasförmigen* Zustand einnimmt. Bei 20°C und 1013 hPa beträgt das molare Volumen Vm eines *jeden Stoffes* 24 |
|  | Gitterenergie | Energie, die frei wird bei der Zusammenlagerung der Ionen zum Ionengitter. „Triebkraft“ der Salzbildung. Je höher die Gitterenergie ist, desto höher der Schmelzpunkt eines Salzes. |
|  | Orbital | Raum um einen Atomkern, in dem sich ein Elektron bestimmten Energiegehalts mit größter Wahrscheinlichkeit aufhält. In einem Orbital können sich maximal 2 Elektronen befinden. |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | **El**ektronen**p**aar-**A**bstoßungs-Modell zur Ermittlung der Molekülgeometrie  **EPA** | Die Elektronenpaare ordnen sich in möglichst großer Entfernung voneinander an.    z.B. CH4 z.B. NCl3  gewinkelt  z.B. BCl3  z.B. H2O |
|  | Elektronegativität | Maß dafür, wie stark ein Atom die Bindungselektronen an sich zieht. Je größer der Nichtmetallcharakter, umso größer die EN, umso stärker die Elektronenanziehung. |
|  | Polare Atombindung | unsymmetrische Verteilung des gemeinsamen Elektronenpaars auf die beiden Bindungspartner aufgrund unterschiedlicher Elektronegativität; negative Teilladung bei dem Partner mit der höheren Elektronegativität |
|  | permanenter Dipol | Ein Molekül mit polaren Atombindungen, bei dem sich die positiven und negativen Teilladungen aufgrund der Molekülgeometrie nicht gegenseitig aufheben. |
|  | Zwischenmolekulare Wechselwirkungen  (=intermolekulare Kräfte) | Elektrostatische Anziehungskräfte, die ***zwischen*** ***den Molekülen*** wirken. Je größer diese sind, desto höher ist die Schmelz- und Siedetemperatur des Stoffes. Folgende zwischenmolekulare Wechselwirkungen gilt es zu unterscheiden (Anordnung nach zunehmender Stärke):   * Van der Waals -Kräfte: Zwischen kurzlebigen spontanen und induzierten Dipolen; alleinige Kräfte zwischen unpolaren Molekülen (und auch Atomen) * Dipol-Dipol-Kräfte: Zwischen permanenten Dipolen * Wasserstoffbrücken: Zwischen H-Atom, das im Molekül an N-/O-/F-Atom gebunden ist und N-/O-/F –Atom eines anderen Moleküls |
|  | Dipol-Ionen-Kräfte | Kationen ziehen den negativ geladenen Pol der Dipolmoleküle an, Anionen den positiven. |
|  | Hydratation | Ionen werden in Wasser aus dem Gitterverband gelöst und von einer Hülle aus Wassermolekülen (Hydrathülle) umgeben.  NaCl (s) 🡪 Na+ (aq) + Cl- (aq) |
|  | Löslichkeit | Allgemein gilt:  Polare Stoffe lösen sich in polaren Lösungsmitteln und unpolare Stoffe lösen sich in unpolaren Lösungsmitteln. |
| **Protonenübergänge** | | |
|  | Säure | Protonendonator 🡪Teilchen, das ein positiv polarisiertes H-Atom besitzt und dieses als Proton (H+) abgeben kann. |
|  | Base | Protonenakzeptor 🡪 Teilchen das an seinem freien Elektronenpaar ein Proton (H+) aufnehmen kann. |
|  | Saure Lösung | Lösung, die Oxoniumionen (H3O+) in höherer Konzentration als Wasser beinhaltet |
|  | Alkalische Lösung/ Basische Lösung/Lauge | Lösung, die Hydroxidionen (OH-) in höherer Konzentration als Wasser beinhaltet |
|  | Ampholyt | Teilchen, das je nach Reaktionspartner als Säure oder Base reagiert |
|  | pH-Wert | Gibt an, wie sauer/alkalisch eine Lösung ist:  Berechnung aus der Oxoniumionenkonzentration:  **pH = -lg c(H3O+)**  pH=7 neutral; pH<7 sauer; pH>7 alkalisch/basisch |
|  | Stoffmengenkonzentration | C(x)= ; Einheit: |
|  | Indikator | Indikatoren sind Farbstoffe, deren Farbe davon abhängt, ob sie sich in saurer, basischer oder neutraler Lösung befinden. |
|  | Wichtige Säuren | Phosphorsäure (H3PO4), Phosphorige Säure (H3PO3), Schwefelsäure (H2SO4), schwefelige Säure (H2SO3), Salpetersäure (HNO3), salpetrige Säure HNO2), Kohlensäure (H2CO3), Salzsäure (HCl) |
|  | Neutralisation | Chemische Reaktion, bei der eine saure bzw. eine alkalische Lösung in eine neutrale Lösung  (pH = 7) überführt wird. Man muss dazu gleiche Mengen an Oxoniumionen (H3O+) und Hydroxidionen (OH-) zusammengeben 🡪 Wasser als Produkt.  OH- + H3O+ 🡪 2 H2O |
|  | **Aufstellen von Neutralisationsgleichungen und Protolysegleichungen!** | |
|  | **Elektronenübergänge** | |
|  | Begriff „Redox“ | Zusammengesetzter Begriff aus:  Reduktion: Elektronenaufnahme  Oxidation: Elektronenabgabe  Reduktion und Oxidation laufen stets gleichzeitig ab, wobei ein Elektronenübergang stattfindet. |
|  | Ermittlung des Oxidations- und des Reduktionsvorgangs anhand der Oxidationszahlen . Erstellung von Redoxgleichungen. | |