|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Klasse 9a **Chemiearbeit Nr. 2** 08.06.2015 | | | |
| Name: | Punkte von 31: | **Note:** | mdl. Zwischen-note: |

***Achte auf eine saubere Darstellung und genaue Formulierungen mit der Verwendung von Fachbegriffen!***

***Hilfsmittel: Periodensystem der Elemente***

**Aufgabe 1** (5 P)

Vergleiche Ionenverbindungen und Stoffe, die aus Molekülen bestehen bezüglich der Eigenschaften ihrer kleinsten Teilchen und ihrer Bindung. Nenne jeweils ein Stoffbeispiel.

**Aufgabe 2** (5 P)

1. Definiere den Begriff Elektronegativität.
2. Ordne die genannten Elemente nach steigender Elektronegativität und begründe deine Meinung: N, K, O, As

**Aufgabe 3** (5 P)

1. Zeichne das Kugelwolkenmodell der Atome von Kohlenstoff und Stickstoff.
2. Zeichne die vollständige Strukturformel eines Moleküls, das aus einem Stickstoffatom, einem Kohlenstoffatom und einem Wasserstoffatom besteht in der Lewis-Schreibweise. [Tipp: das C-Atom befindet sich in der Mitte]
3. Erläutere, warum Edelgase normalerweise keine Moleküle oder Ionen bilden, sondern als isolierte Atome vorliegen.

**Aufgabe 4** (9 P)

1. Nenne 3 besondere Stoffeigenschaften von Wasser auf der Stoffebene.
2. Erläutere diese auf der Teilchenebene.

**Aufgabe 5** (7 P)

Betrachtet werden die beiden Stoffe Kohlenstoffdioxid (CO2) und Ammoniak (NH3).

* 1. Zeichne die Lewis-Formeln der beiden Stoffe und zeichne die Teilladungen ein.
  2. Entscheide, ob es sich bei den beiden Molekülen um einen Dipol handelt und begründe deine Meinung.
  3. Welche der beiden Stoffe hat die höhere Siedetemperatur? Begründe deine Meinung.

☺

**Viel Erfolg!**

**Erwartungshorizont**

**Aufgabe 1 (5)**

|  |  |
| --- | --- |
| Ionenbindung | Elektronenpaarbindung |
| Bildung von geladenen Ionen, die durch elektrische Anziehungskräfte zusammengehalten werden und ein Ionengitter bilden. (2P) | Bildung von gemeinsamen Elektronenpaaren, die die Atomkerne zusammen halten (2P) |
| Beispiel (0,5P) | Beispiel (0,5P) |

**Aufgabe 2 (5)**

1. Die Elektronegativität ist ein *Maß für die Fähigkeit* eines Atomkerns, ein *Bindungselektronenpaar* an sich zu ziehen. (**2**)
2. K < As < N < O (**1**)

Grund: im PSE nimmt die EN innerhalb einer Hauptgruppe von unten nach oben zu und innerhalb einer Periode von links nach rechts zu. (**2**)

**Aufgabe 3 (5)**

a. Kohlenstoff (1) Stickstoff (1)

b.Blausäure (HCN): H C N (1)

c. Edelgasatome haben bereits eine **voll besetzte Außenschale** und doppelt besetzte Kugelwolken. Daher können sie normalerweise **keine Elektronenpaarbindung** mehr eingehen. (2)

**Aufgabe 4 (9)**

a. (Je 1P = 3P)

|  |
| --- |
| Hoher Schmelzpunkt (0°C) und Siedepunkt (100°C) |
| Oberflächenspannung: Wasser bildet an der Grenze zu Luft eine „Haut“ |
| Dichteanomalie: die Dichte von Eis (festes Wasser) ist geringer als die Dichte von Wasser; die höchste Dichte hat Wasser bei 4°C. |
| Lösungsmittel für polare Stoffe |

b. (je Erklärung 2P = 6P)

(Wasser ist ein *Dipol*, Wasserstoff ist ein *unpolares Molekül*. Zwischen den Wassermolekülen herrschen deshalb sehr starke Anziehungskräfte, die *Wasserstoffbrücken*. Zwischen Wasserstoffmolekülen herrschen dagegen fast *keine* Anziehungskräfte. )

Die Wasserstoffbrücken sind für die besonderen Eigenschaften von Wasser verantwortlich:

Hohe Schmelz- und Siedepunkte: Die Wasserstoffbrücken sorgen dafür, dass viel *Energie* aufgewendet werden muss, um die Wassermoleküle voneinander zu trennen und in den flüssigen und den gasförmigen Zustand zu bringen.

Oberflächenspannung: In flüssigem Wasser wirken die Wasserstoffbrücken zwischen den Wassermolekülen nach allen Seiten. An der *Grenzfläche* zu Luft wirkt die Kraft jedoch stärker nach innen, weshalb die Oberfläche wie eine *gespannte Haut* erscheint oder sich runde Tropfen ausbilden.

Dichteanomalie: Im festen Zustand sind die Wassermoleküle regelmäßig in einem Eiskristallgitter angeordnet. Da die Wasserstoffbrücken die Moleküle auf festen Plätzen halten, ergibt sich ein *weitmaschiges Gitter* mit vielen *Hohlräumen* zwischen den Wassermolekülen. Eis hat daher eine *geringe Dichte*. Bricht das Gitter durch Erwärmen zusammen, so lagern sich die Wassermoleküle stärker aneinander und die Hohlräume nehmen ab. Die Dichte nimmt zu. Bei 4°C hat Wasser seine höchste Dichte, danach dehnt es sich wieder aus, da die *Teilchenbewegung* stärker wird.

Lösungsmittel: Die Wassermoleküle werden von den Ionen an der Oberfläche des *Ionengitters* angezogen und lagern sich dort an. (Dabei werden die *Gitterkräfte* gelockert und) die Wassermoleküle können letztlich die Ionen ganz umhüllen und vom Ionengitter lösen. In der Lösung sind die einzelnen Ionen nun von Wassermolekülen umgeben, sie sind „*hydratisiert*“ oder von einer „*Hydrathülle*“ umgeben. Dabei richten sie sich so aus, dass die positiv polarisierte Seite sich an die Anionen anlagert und die negativ polarisierte Seite lagert sich an die Kationen an. (Bei der Bildung der Hydrathülle wird Energie frei (*Hydratisierungsenergie*).)

**Aufgabe 5 (7)**

a. **(2)**

b. Kohlenstoffdioxid: kein Dipol, da die Ladungsschwerpunkte aufgrund der symmetrischen Verteilung zusammenfallen.

Ammoniak: Dipol, da die Landungsschwerpunkte nicht zusammenfallen, weil das Molekül nicht symmetrisch gebaut ist. **(2)**

c. Ammoniak hat aufgrund des Dipolcharakters eine höhere Siedetemperatur als Kohlenstoffdioxid. **(1)**

Zwischen den Ammoniakmolekülen herrschen starke **Anziehungskräfte**, die **Wasserstoffbrückenbindungen**. Dadurch wird viel **Energie** benötigt, um die einzelnen Moleküle voneinander zu trennen. Da CO2 ein unpolares Molekül ist, herrschen zwischen den Molekülen nur **sehr schwache** (fast keine) **Anziehungskräfte**. Sie können mit wenig Energie voneinander getrennt werden. (**2**)