|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Code :** | **Tentamen:**    **Chemie 1 Oefententamen** | | |
| **Datum:** | **Tijd:**  8.45-10.15 | | **School:**  SILS |
| **Lokaal:** | **Klas:**    **BIN1 / BOVR1 / BOVD1** | | **Duur:**  1 1/2 uur |
| **Docent :** DANK / ZWJE  **Tijdens het tentamen te bereiken onder nummer:** | | | **Aantal pagina's: 6**, inclusief dit voorblad |
| **Hulpmiddelen:**  Kladpapier  Tentamenpapier  Rekenmachine (géén grafische!) | | **Overig hulpmiddelen:**  Periodiek systeem op laatste vel van dit tentamen let op: zwart wit gedrukt bij echte tentamen. | |
| **Opgave inleveren:** Ja (bij tentamen)  **Kladpapier inleveren:** Ja (bij tentamen) | | | |
| **Bijzonderheden:**  Dit oefententamen bevat wat extra opdrachten (om te oefenen…..). Het tentamen zal waarschijnlijk uit 10 opgaven bestaan. | | | |

ANTWOORDENBLAD

N.B.: Zie achterste bladzijde voor overzicht van het periodiek systeem.

Getal tussen haakjes [ ] geeft het aantal punten per vraag aan. Succes !

Vraag 1.[6 pt] Het element koper heeft 2 natuurlijk voorkomende isotopen: Cu-63 en Cu-65.

a. Wat zijn de overeenkomsten wat betreft atoomopbouw tussen Cu-63 en Cu-65? Zelfde aantal protonen en electronen: 2 pt

b. Wat is het karakteristieke verschil tussen de 2 isotopen? Geef de aantallen. Verschil in neutronen; 34 voor Cu-63 en 36 voor Cu-65: 2 pt

c. Welke isotoop zal in de natuur het meeste voorkomen? Geef je verklaring.Cu-63 want de atoommassa is 63,55; dit ligt onder het gemiddelde voor Cu-63 en Cu-65: 2 pt

Vraag 2. [8 pt] Gedurende de afgelopen eeuwen zijn een aantal theorieën voor atoomstructuur ontwikkeld.

a. Beschrijf de term “orbital” uit onze huidige Moderne Atoom Theorie. De 3-D ruimte in het atoom waarin je met 90% waarschijnlijkheid het electron aantreft. Er mag geen ‘ronddraaien’ genoemd worden: 2 pt

b. Noem twee verschillen tussen een 1*s* en een 2*s* orbital. 1s lagere energie en dichterbij de kern dan 2s: 2 pt

c. Teken schematisch een gehele set *p* orbitalen voor het n=2 energie niveau. 3 sets halters in x, y en z richting: 2 pt

d. Hoeveel *f* orbitalen kunnen er maximaal zijn in het n=4 energie niveau? 7: 2pt

Vraag 3. [12 pt] a) Geef de complete elektronenconfiguratie van de volgende atomen:

* Si 1s2 2s2 2p6 3s2 3p2: 2 pt
* Cd 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2 3d10 4p6 5s2 4d10: 4pt

b) Geef de lading van het meest voorkomende ion van onderstaande ele-menten.

* S 2-: 2 pt
* Sr 2+: 2 pt

c) Met welke elementen zijn de ionen uit vraag b) iso-elektronisch? Argon: 1 pt, Krypton: 1 pt

Vraag 4. [4 pt] Trends in het periodiek systeem.

a. Welk atoom is het grootst, K of Ca ? Verklaar je antwoord.Kalium want de kern is 19+ en dus is de ‘pull’ aan de electronenwolk minder dan bij Ca die 20+ is. 2 pt

b. Welk ion is het grootst, Cl of Cl**-** ? Verklaar je antwoord. Cl-, want de kern blijft 17+ waardoor elk electron minder ‘pull’ of trekkracht ondervindt. 2 pt

Vraag 5. [10 pt]

a.Noteer de correcte formule voor de volgende verbindingen:

Koper(II)Oxide CuO

Kaliumfosfaat K3PO4

Distikstoftetraoxide N2O4

Waterstofcyanide HCN

Siliciumdioxide SiO2

b.Geef de correcte naam voor de volgende verbindingen:

KNO3 kaliumnitraat

AlCl3 aluminiumchloride

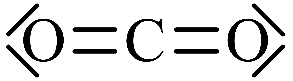
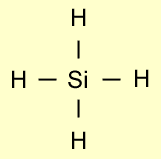
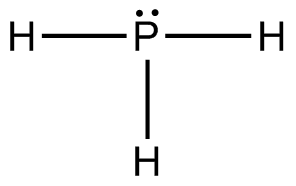
PCl3  fosfortrichloride

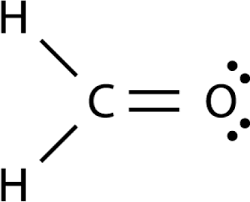
Fe2O3  ijzer(III)oxide

Mg(CH3COO)2 magnesiumacetaat 1 pt/correct antwoord

Vraag 6. [12 pt]

a. [ 8 pt] Teken de volledige Lewis structuren (met electronendots/streepjes) voor de volgende verbindingen:

1. Koolstofdioxide, CO2 .   
     
   
2. Siliciumtetrahydride, SiH4 .   
     
   
3. Fosfortrihydride, PH3 .   
     
   
4. Formaldehyde, H2CO .



b) [ 4 pt]Teken de Lewis structuur voor glutaminezuur (een aminozuur) aan de hand van onderstaande tekening van het skelet: Vrij electronenpaar bij N, dubbele binding bij O en 2 vrije electronenparen bij andere O



**Vraag 7.** [ 5 pt] Teken de resonantiestructuren voor het nitraat ion (1- lading), NO3**-**. Welke conclusies kun je trekken betreffende de stabiliteit van dit ion? Zie het uitgewerkte voorbeeld in je leerboek, example 3.13. Zie ook de tekst boven dit voorbeeld: “The presence of resonance enhances molecular stability”. Dus dit is een stabiel ion.

**Vraag 8.** [ 6 pt]

a. Leg aan de hand van de Lewis structuren uit waarom ethanol (C2H5OH) in water oplost. Lewis structuur ethanol tekenen, aangeven: de hydroxyl (OH) groep in ethanol heeft een polaire binding tussen O en H, en tussen O en C. Hierdoor zal de O wat negatief geladen zijn, en de H wat positief. Het is een polair molecuul en lost dus op in water, wat ook polair is. Ethanol vormt H-bruggen 🡪 oplosbaar in water.

b. Beredeneer welke stof een hoger kookpunt heeft, ethanol of ethaan (C2H6). Het polaire ethanol heeft sterke intermoleculaire interacties (sterke aantrekkingskracht tussen de ethanol moleculen onderling vanwege de H-bruggen die gevormd kunnen worden). Ethanol zal dus een hoger kookpunt hebben dan ethaan wat apolair is en slechts Van der Waals krachten als intermoleculaire krachten heeft. Deze kunnen gemakkelijker verbroken worden, waardoor ethaan een vrij laag kookpunt heeft.

**Vraag 9.** [9 pt]

a)Voorspel de grootte van de bindingshoeken (bond angle) rond het centrale atoom voor elk van onderstaande moleculen 3x2 pt. I: 109,5 (109 ook goed), II: 104 III: 120 of: kleiner dan 120.

1. II. III.

b) Welke van de moleculen onder a) zijn polair? Geef je verklaring [2 pt] voor SO2, vanwege electronegativiteit O en heft elkaar niet op. Geen punten als ook andere genoemd worden.

**Vraag 10.** [12 pt]

a.Welk product verwacht je voor de volgende reacties? Maak de reactie vergelijkingen kloppend:

I. 2 Al + 3 S 🡪 Al2S3

II. 2 P + 3 Cl2 🡪 2 PCl3

III. F + F 🡪 F2

b.Geef voor elk van de producten van vraag a) aan, welke type binding gevormd wordt (polair covalente binding, nonpolair covalente binding of ionische binding). I: ionisch, II: polair covalent, III: covalent

**Vraag 11.** [6 pt]

Zie onderstaand figuur (met gemerkte koolstof, zuurstof en stikstofatomen). Voorspel de vorm van het gedeelte van het molecuul rond:

i) het koolstofatoom (b), lineair: 2 pt

ii) het koolstofatoom (c) trigonaal planair: 2 pt

iii) en rond het stikstofatoom (e). trigonaal piramidaal: 2t



**Vraag 12**  [12 pt]

André Kuipers verbleef vorig jaar een tijd in de ruimte. Een man van zijn leeftijd verbrandt per dag een hoeveelheid energie die gelijk is aan het verbranden van 550 gram glucose. Glucose (C6H12O6) wordt in het lichaam volledig verbrand tot CO2 en H2O. Tijdens zo’n verblijf in de ruimte moet rekening gehouden worden met het zuurstofverbruik en de productie van CO2 van de astronauten.

1. Geef de reactievergelijking van de verbranding van glucose in het lichaam. C6H12O6 + 6 O2 🡪 6 CO2 + 6 H2O
2. De verbranding van glucose is een redox reactie. Wat is de oxidator in deze reactie? Welke stof wordt gereduceerd? O2 is de oxidator, O2 wordt gereduceerd. 2 pt
3. Bereken, gebruik makend van je periodiek systeem, de molaire massa van glucose. . 6x12,01 + 12x1,008 + 6x16,00 = 180,156: 2 pt
4. Hoeveel mol glucose verbruikt André Kuipers per dag als zijn gehele energiebehoefte door glucose zou worden voorzien? ? N = m/M = 550/180,156 = 3,053… mol glucose per dag : 2 pt
5. Hoeveel gram CO2 produceert André Kuipers tijdens één dag? De verhouding glucose : CO2 = 1 : 6, dus er ontstaat 6 x 3,053 = 18,31… mol CO2 per dag ; m = n x M = 18,32… x 44,01 = 806,15… = 806 gram CO2

**2punt per stap = 4 pt totaal**

=========EINDE ===============

