

Toets T1 Algemene en Anorganische Chemie

01 oktober 2014

Naam:.....

Studentnummer Universiteit Leiden:

Dit is de enige originele versie van jouw tentamen. Het bevat dit voorblad, enkele pagina's met informatie en vervolgens de opgaven.

Gebruik kladpapier om je antwoord uit te werken. Neem daarna de berekening, tekening of ander antwoord over op dit origineel. Lever slechts dit origineel in.

SUCCES!

Resultaten:

Opgave 1	Opgave 2	Opgave 3	Opgave 4
/100	/75	/55	/70

Totaal:

/100

Cijfer:

Fundamentele constanten en omrekeningsfactoren:

Elementaire lading:	$e = 1,602176462 \times 10^{-19} \text{ C}$
Atomaire massa-eenheid:	$1 \text{ amu} = 1,66053873 \times 10^{-24} \text{ g}$
Getal van Avogadro:	$N = 6,02214199 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Gasconstante:	$R = 8,314 \text{ J/mol-K}$ $R = 0,082058205 \text{ L-atm/mol-K}$
Omrekening gasdruk	$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$
Constante van Boltzmann:	$k = 1,3806503 \times 10^{-23} \text{ J/K}$
Constante van Faraday:	$F = 9,64853415 \times 10^4 \text{ C/mol}$
Lichtsnelheid:	$c = 2,99792458 \times 10^8 \text{ m/s}$
Constante van Planck:	$h = 6,62606876 \times 10^{-34} \text{ J-s}$
Omrekening Debye:	$1 \text{ D} = 3,34 \times 10^{-30} \text{ Cm}$
Inhoud bol	$= \frac{4}{3} \pi r^3$

Formules:

Wet van Coulomb:	$F(r) = (4\pi\epsilon_0)^{-1} * (Q_1 Q_2 / r^2)$
Coulomb energie:	$E(r) = (4\pi\epsilon_0)^{-1} * (Q_1 Q_2 / r)$
Dipoolmoment:	$\mu = Q * r$
Electronegativiteit (Allred en Rochow):	$\chi = 0,359 Z^* / r^2 + 0,744$ (met r in Angström, Å)
Lichtsnelheid en frequentie:	$c = \lambda \nu$
Energie van een foton:	$E = h\nu$
Hoeksnelheid en frequentie:	$\omega = 2\pi\nu$
Waterstofatoom:	$\Delta E = -2,18 * 10^{-18} * [(1/n_f^2) - (1/n_i^2)]$
De Broglie golflengte	$\lambda = h / (mv)$
Heisenberg onzekerheidsrelatie	$(\Delta x)(\Delta mv) \geq h/4\pi$
Enthalpie:	$H = E + PV$
Gibbs vrije energie:	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$
Entropie:	$S = k \ln W$
Systeem uit evenwicht:	$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln Q$
Henderson-Hasselbalch	$\text{pH} = \text{pKa} + \log ([\text{base}]/[\text{zuur}])$
Ideale gaswet	$P * V = n * R * T$

Bindingenergieën (kJ/mol)

C-H	413
C-C	348
C-N	293
C-O	358
C-F	485
C-Cl	328
C-Br	276
C-I	240
C-S	259

N-H	391
N-N	163
N-O	201
N-F	272
N-Cl	200
N-Br	243
H-H	436
H-F	567
H-Cl	431
H-Br	366
H-I	299

O-H	463
O-O	146
O-F	190
O-Cl	203
O-I	234
S-H	339
S-F	327
S-Cl	253
S-Br	218
S-S	266

F-F	155
Cl-F	253
Cl-Cl	242
Br-F	237
Br-Cl	218
Br-Br	193
I-Cl	208
I-Br	175
I-I	151

C=C	614
C≡C	839
C=N	615
C≡N	891
C=O	799
C≡O	1072

N=N	418
N≡N	941
N=O	607

O ₂	495
S=O	523
S=S	418

Thermodynamische gegevens

Stof	ΔH_f° (kJ/mol)	S° (J/molK)
CH ₄ (g)	-74.8	186.3
NH ₃ (g)	-46.19	192.5
O ₂ (g)	0	205.0
H ₂ (g)	0	130.58
CH ₃ OH (g)	-201.2	237.6
HCN (g)	+135.1	201.7
H ₂ O (g)	-241.82	188.83
CH ₃ NH ₂ (l)	-47.3	150.2

Water		
Smelthentalpie	(bij 273 K)	-6.008 kJ/mol
verdampingsentalpie	(bij 373 K)	-40.67 kJ/mol
Soortelijke warmte	H ₂ O (s) (bij 270 K)	2.092 J/g K
	H ₂ O (l) (bij 298 K)	4.184 J/g K
	H ₂ O (g) (bij 373 K)	1.841 J/g K
Evenwichtskonstante K_w	(bij 273 K)	1.14×10^{-15}
	(bij 298 K)	1.01×10^{-14}
	(bij 323 K)	5.47×10^{-14}

Periodiek System

The Modern Periodic Table of the Elements

1												18						
Hydrogen 1 H 1.01 2.1																		Helium 2 He 4.00
Lithium 3 Li 6.94 1.0	Beryllium 4 Be 9.01 1.5											Boron 5 B 10.81 2.0	Carbon 6 C 12.01 2.5	Nitrogen 7 N 14.01 3.0	Oxygen 8 O 16.00 3.5	Fluorine 9 F 19.00 4.0	Neon 10 Ne 20.18	
Sodium 11 Na 22.99 0.9	Magnesium 12 Mg 24.31 1.2											Aluminum 13 Al 26.98 1.5	Silicon 14 Si 28.09 1.8	Phosphorus 15 P 30.97 2.1	Sulfur 16 S 32.07 2.5	Chlorine 17 Cl 35.45 3.0	Argon 18 Ar 39.95	
Potassium 19 K 39.10 0.8	Calcium 20 Ca 40.08 1.0	Scandium 21 Sc 44.96 1.3	Titanium 22 Ti 47.88 1.5	Vanadium 23 V 50.94 1.6	Chromium 24 Cr 52.00 1.6	Manganese 25 Mn 54.94 1.5	Iron 26 Fe 55.85 1.8	Cobalt 27 Co 58.93 1.8	Nickel 28 Ni 58.69 1.8	Copper 29 Cu 63.55 1.9	Zinc 30 Zn 65.39 1.6	Gallium 31 Ga 69.72 1.6	Germanium 32 Ge 72.61 1.8	Arsenic 33 As 74.92 2.0	Selenium 34 Se 78.96 2.4	Bromine 35 Br 79.90 2.8	Krypton 36 Kr 83.80 3.0	
Rubidium 37 Rb 85.47 0.8	Strontium 38 Sr 87.62 1.0	Yttrium 39 Y 88.91 1.2	Zirconium 40 Zr 91.22 1.4	Niobium 41 Nb 92.91 1.6	Molybdenum 42 Mo 95.94 1.8	Technetium 43 Tc (98) 1.9	Ruthenium 44 Ru 101.07 2.2	Rhodium 45 Rh 102.91 2.2	Palladium 46 Pd 106.42 2.2	Silver 47 Ag 107.87 1.9	Cadmium 48 Cd 112.41 1.7	Indium 49 In 114.82 1.7	Tin 50 Sn 118.71 1.8	Antimony 51 Sb 121.76 1.9	Tellurium 52 Te 127.60 2.1	Iodine 53 I 126.90 2.5	Xenon 54 Xe 131.29 2.6	
Cesium 55 Cs 132.91 0.7	Barium 56 Ba 137.33 0.9	57-70 *	Lutetium 71 Lu 174.97 1.1	Hafnium 72 Hf 178.49 1.3	Tantalum 73 Ta 180.95 1.5	Tungsten 74 W 183.84 1.7	Rhenium 75 Re 186.21 1.9	Osmium 76 Os 190.23 2.2	Iridium 77 Ir 192.22 2.2	Platinum 78 Pt 195.08 2.2	Gold 79 Au 196.97 2.4	Mercury 80 Hg 200.59 1.9	Thallium 81 Tl 204.38 1.8	Lead 82 Pb 207.20 1.8	Bismuth 83 Bi 208.98 1.9	Poisonium 84 Po (209) 2.0	Astatine 85 At (210) 2.2	Radon 86 Rn (222) 2.4
Francium 87 Fr (223) 0.7	Radium 88 Ra (226) 0.9	89-102 **	Lanthanum 103 Lr (262)	Rutherfordium 104 Rf (261)	Dubnium 105 Db (262)	Seaborgium 106 Sg (263)	Borhrium 107 Bh (262)	Hassium 108 Hs (265)	Mitlerium 109 Mt (266)	Ununium 110 Uun (271)	Ununium 111 Uuu (272)	Ununium 112 Uub (277)	Ununium 113 Uut (284)	Ununquadium 114 Uuq (289)	Ununpentium 115 Uup (288)	Ununhexium 116 Uuh (291)	Ununocium 118 Uuo (294)	

Average relative masses are 2001 values, rounded to two decimal places.

All average masses are to be treated as measured quantities, and subject to significant figure rules. Do not round them further when performing calculations.

Element name → Mercury

Atomic # → 80

Symbol → Hg

Avg. Mass → 200.59

Electronegativity → 1.9

*lanthanides

Lanthanum 57 La 138.91 1.1	Cerium 58 Ce 140.12 1.1	Praseodymium 59 Pr 140.91 1.1	Neodymium 60 Nd 144.24 1.1	Promethium 61 Pm (145) 1.1	Samarium 62 Sm 150.36 1.2	Europium 63 Eu 151.97 1.1	Gadolinium 64 Gd 157.25 1.2	Terbium 65 Tb 158.93 1.1	Dysprosium 66 Dy 162.50 1.2	Holmium 67 Ho 164.93 1.2	Erbium 68 Er 167.26 1.2	Thulium 69 Tm 168.93 1.3	Ytterbium 70 Yb 173.04 1.1
---	--	--	---	---	--	--	--	---	--	---	--	---	---

**actinides

Actinium 89 Ac (227) 1.1	Thorium 90 Th 232.04 1.3	Protactinium 91 Pa 231.04 1.5	Uranium 92 U 238.03 1.4	Nepthunium 93 Np (237) 1.4	Plutonium 94 Pu (244) 1.3	Americium 95 Am (243) 1.3	Curium 96 Cm (247) 1.3	Berkelium 97 Bk (247) 1.3	Californium 98 Cf (251) 1.3	Einsteinium 99 Es (252) 1.3	Fermium 100 Fm (257) 1.3	Mendelevium 101 Md (258) 1.3	Nobelium 102 No (259) 1.3
---	---	--	--	---	--	--	---	--	--	--	---	---	--

Opgave I

a) (22 punten) Vul onderstaande tabel in.

Symbol	^{65}Zn			
Protonen	30		35	79
Neutronen		50	45	118
Elektronen		39	36	
Netto lading	2+	0		0
Massagetal				

b) (10 punten) In de natuur komen vooral twee isotopen van het atoomtype B voor, nl. ^{10}B en ^{11}B . De atomaire gewichten zijn respectievelijk 10.012937 en 11.009305 amu. Bereken op basis van de gemiddelde atoommassa in het Periodiek Systeem (vorige pagina) de percentages waarmee deze twee isotopen voorkomen. Let op significantie in jouw antwoord.

c) (18 punten) Vul onderstaande tabel in.

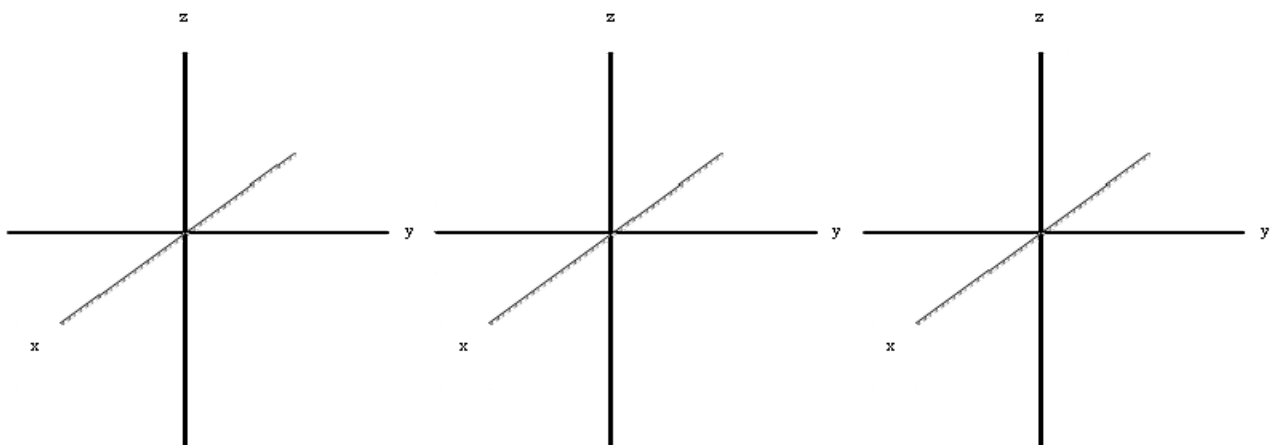
Chemische formule	Naam
Na_2SO_3	
	Nitriet ion
	Natriumdiwaterstoffosfaat
PtCr_2O_7	
$\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	
	Natriumhypochloriet
	Zilveroxide
N_2O_4	
	Lithiumperoxide

d) (20 punten) Ludo laat een ballon met knalgas (mengsel van H_2 en O_2) ontploffen in de collegezaal. De ballon heeft een volume van 2.5 liter. De totale druk in de ballon is 2.3 atm bij 25 °C. De molverhouding van H_2 en O_2 in de ballon is 1:1. Hoeveel gram waterdamp wordt er gevormd bij de explosie als het limiterende reagens opgaat en geen andere producten dan $H_2O_{(g)}$ worden gevormd?

e) (15 punten) Vul onderstaande tabel in.

Atoom/ion	Verkorte elektronconfiguratie
O	
Ti	
Br ⁻	
Mo	
Au ³⁺	

f) (15 punten) Teken hieronder de $1s$, $2p_z$ en $3d_{x^2-y^2}$ orbitalen, ieder in een apart assenstelsel.



Opgave 2

a) (7 punten) Wat is het grote verschil tussen de Valence Bond Theory en de Molecular Orbital Theory?

b) (8 punten) Welk van de twee volgende elektronenconfiguraties is het meest stabiel, $[\text{Ar}]4s^23d^4$ of $[\text{Ar}]4s^13d^5$? Geef duidelijk aan waarom! Gebruik hierbij diagrammen om elektronenconfiguraties weer te geven.

c) (3 punten) Als je een elektron in één van de nog lege p orbitalen wilt stoppen, waar komt deze dan terecht? Omcirkel het juiste antwoord!

A: p_x

B: p_z

C: p_y

D: kun je niet met zekerheid zeggen.

d) (7 punten) Beschrijf in eigen woorden of met een definitie wat onder de tweede ionisatie-energie van een atoom wordt verstaan?

e) (10 punten) Bereken de effectieve kernlading voor een elektron in de valentieschil van een zuurstofatoom en bereken de effectieve kernlading voor een elektron dat toegevoegd wordt aan zuurstofatoom.

Valentie-elektron van O:

Additioneel elektron bij O:

f) (10 punten) De tweede ionisatie-energie van natrium is 4562 kJ/mol en de tweede ionisatie energie van magnesium 1451 kJ/mol. Verklaar dit verschil zo goed mogelijk.

g) (5 punten) Geef de Lewisstructuur (incl. formele ladingen op de atomen) van het molecuul $O_{2(g)}$.

h) (15 punten) Teken het MO-diagram van $O_{2(g)}$. Geef alle relevante indices.

i) (5 punten) Bereken de bindingsorde van $O_{2(g)}$.

j) (5 punten) Is $O_{2(g)}$ paramagnetisch of niet? Leg uit!

Opgave 3

a) (25 punten) Teken *duidelijk en nauwkeurig* de Born-Haber cyclus voor de vorming van vast magnesiumoxide uit de elementen $\text{Mg}_{(s)}$ en $\text{O}_{2(g)}$. Vermeld hierbij welke energieën bij de overgangen betrokken zijn en geef duidelijk aan in welke fase de stoffen zich bevinden.

b) (7 punten) Geef in eigen woorden de definitie van het begrip roosterenthalpie.

c) (13 punten) Bereken de roosterenthalpie van MgO , ΔH_L , met behulp van de volgende gegevens: $\Delta H_f^0(\text{MgO}) = -602 \text{ kJ/mol}$; Eerste Ionisatie energie $1^\circ\text{IE}(\text{Mg}) = 738 \text{ kJ/mol}$; Tweede Ionisatie energie $2^\circ\text{IE}(\text{Mg}) = 1451 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_{\text{subl}}(\text{Mg}) = 148 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_{\text{dissoc}}(\text{O}_2) = 496 \text{ kJ/mol}$; Eerste Elektronaffiniteit $1^\circ\text{EA}(\text{O}_{(\text{g})}) = -141 \text{ kJ/mol}$; Tweede Elektronaffiniteit $2^\circ\text{EA}(\text{O}_{(\text{g})}) = +798 \text{ kJ/mol}$.

d) (10 punten) De roosterenthalpie van $\text{MgO}_{(\text{s})}$ is veel hoger dan de roosterenthalpie van $\text{NaF}_{(\text{s})}$. Verklaar dit verschil op basis van alle relevante parameters die zijn behandeld in dit college.

Opgave 4

a) (8 punten) Wat is de enige correcte Lewis structuur van het chloriet-ion, ClO_2^- , als de octet-regel als leidend principe wordt genomen? Geef alle formele ladingen aan.

b) (3 punten) Wat is de elektrondomein geometrie rond het Cl atoom in deze structuur?

c) (3 punten) Wat is de moleculaire geometrie van deze structuur?

d) (5 punten) Wat zijn de hybridisaties op het Cl-atom en de O-atomen in deze structuur? Licht jouw antwoord kort toe.

Hybridisatie O:

Hybridisatie Cl:

e) (14 punten) Maak een 3-dimensionale schets van het ion op basis van deze structuur waarbij je aangeeft uit welke atomaire orbitalen de bindingen zijn gemaakt. Geef ook aan of de bindingen σ of π moleculaire orbitalen vormen.

f) (4 punten) Hoe groot is de bindingshoek O-Cl-O ongeveer? Gebruik het 'ongeveer', 'kleiner dan' en/of 'groter dan' in jouw antwoord.

g) (12 punten) Als de octet-regel *niet* als leidend principe wordt genomen, wat is dan *de beste* Lewis-structuur? Geef alle formele ladingen aan en teken eventuele resonantiestructuren.

h) (3 punten) Wat is de elektrondomein geometrie rond het Cl atoom in deze structuur?

i) (3 punten) Wat is de moleculaire geometrie van deze structuur?

j) (8 punten) Wat zijn de hybridisatie op het Cl-atom en de O-atomen in deze structuur? Licht jouw antwoord toe, waarbij je ook aangeeft hoe de enkele en dubbele bindingen gevormd worden uit (gehybridiseerde) atomaire orbitalen van O en Cl.

Hybridisatie O:

Hybridisatie Cl:

k) (7 punten) Analyseer hieronder of de daadwerkelijke bindingshoek O-Cl-O aan zal geven welk van beide Lewis-structuren (i.e. met of zonder octet op het Cl atoom) beter is.