



uOttawa

Université d'Ottawa
Faculté des sciences
Bureau des études de 1er cycle

University of Ottawa
Faculty of Science
Office of Undergraduate
Programs

EXAMEN FINAL: CHM1701/CHM1711

Principes de chimie

Professeur: Alain St-Amant

date: 9h30, 18 décembre 2012

INSTRUCTIONS

- vérifiez que vous avez toutes les 17 pages de l'examen
- répondez à toutes les questions
- si vous en avez besoin, vous pouvez travailler sur le verso d'une page
- les formules et le tableau périodique sont à la fin (vous pouvez les arracher)

- n'oubliez pas d'écrire votre nom et numéro d'étudiant:

NOM: _____ #: _____

☎ 613-562-5727
📠 613-562-5274

30 Marie-Curie (172)
Ottawa ON K1N 6N5 Canada
www.uOttawa.ca

Partie A (20 points)

Répondez à chacune des 20 questions de cette partie. Chaque question vaut 1 point. Pour chacune des questions, donnez une réponse brève (i.e., soit un ou deux mots, soit un dessin, ou soit quelques chiffres). N'expliquez pas votre raisonnement. Si vous avez besoin d'espace pour travailler afin d'arriver à votre réponse finale, S.V.P. faire ce travail sur les feuilles de formules et donnez seulement la réponse finale dans l'espace prévu à cette fin.

- (1) Donnez une structure de Lewis raisonnable pour le NO_2 , incluant les charges formelles (N.B. le N est l'atome central).

- (2) Donnez une structure de Lewis raisonnable pour le SO_2 , incluant les charges formelles (N.B. le S est l'atome central).

- (3) Donnez une structure de Lewis raisonnable pour le SO_3 , incluant les charges formelles (N.B. le S est l'atome central).

- (4) Dessinez la structure tridimensionnelle du SeF_4 (N.B. le Se est l'atome central).

- (5) Dessinez la structure tridimensionnelle du XeF_2 (N.B. le Xe est l'atome central).

- (6) Dessinez la structure tridimensionnelle du ClF_3 (N.B. le Cl est l'atome central).

- (7) Quelle est la base conjuguée de HSO_4^- ?
- (8) Parmi H_3PO_4 , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , et H_3PO_4 , quels deux sont amphotères?
- (9) Parmi O^{2-} , F^- , Ne , Na^+ , Mg^{2+} , S^{2-} , Cl^- , Ar , K^+ , et Ca^{2+} , lequel a le plus grand rayon?
- (10) Quelle est l'hybridation du I central dans le I_3^- ?
- (11) Quelle est l'hybridation du I central dans le IF_2^+ ?
- (12) Parmi Be , B , C , N , O , Mg , Al , Si , P , et S , lequel a la plus petite énergie d'ionisation?
- (13) Parmi O , O^{2-} , F , F^- , Ne , Na , Na^+ , Mg , Mg^{2+} , et Al , lequel a le plus petit rayon?

- (14) BrO^- est l'anion hypobromite. Quelle est la formule moléculaire de l'acide bromeux?
- (15) Dans la réaction $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCl}(\text{g})$, est ce que le $\text{Cl}_2(\text{g})$ est un acide, base, réducteur, ou oxydant?
- (16) Dans l'ion Mn^{2+} (dans son niveau fondamental), combien d'électrons ont $m = +1$?
- (17) Dans l'atome de As (dans son niveau fondamental), combien d'électrons ont $m = 0$?
- (18) Dans l'ion Br^- (dans son niveau fondamental), combien d'électrons ont $m = 0$ et $s = +\frac{1}{2}$?
- (19) Dans l'ion Zn^{2+} (dans son niveau fondamental), combien d'électrons ont $l = 0$ et $s = +\frac{1}{2}$?
- (20) Qui a proposé le quantum d'énergie?

Partie B (80 points)

Répondez à chacune des 10 questions de cette partie. Chaque question vaut 8 points. S.V.P. montrez votre travail. Travaillez sur le verso d'une page, si nécessaire.

Question 1

Équilibrez l'équation d'oxydoréduction suivante:

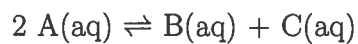


Question 2

Dans une bombe calorimétrique à volume constant, on fait la combustion de 1.88 g de $C_6H_{10}O(l)$ (N.B. la combustion est la réaction d'une substance avec le $O_2(g)$ pour produire le $CO_2(g)$ et le $H_2O(l)$). La bombe calorimétrique a une capacité calorifique de 4.50 kJ K^{-1} et contient 4.000 kg d'eau. La chaleur spécifique de l'eau est $4.184 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$. La température du calorimètre et de l'eau monte de 20.80°C à 23.10°C . Avec ces données (qui ont été obtenues à volume constant), calculez les valeurs de Q , W , ΔH , et ΔU si on faisait la combustion d'exactlyement une mole de $C_6H_{10}O(l)$ sous une pression constante de 1.00 atm à une température constante de 25.00°C .

Question 3

Pour la réaction



les concentrations de A(aq), B(aq), et C(aq) à l'équilibre sont 0.422 M, 0.377 M, et 0.288 M. La température est 25°C. Calculez la valeur de ΔG° . Si les concentrations de B(aq) et C(aq) étaient chacune 0.100 M, quelle concentration de A(aq) serait nécessaire pour avoir une valeur de $\Delta G = -7.00$ kJ pour cette réaction? Pour chaque partie de cette question, la température est toujours 25°C.

Question 4

On dissout 1.547 g de HA(s) dans assez d'eau pour produire 25.0 mL de solution. Le pK_a de HA(aq) est 4.15. Pour neutraliser cette solution de HA(aq), on a besoin de 32.2 mL d'une solution 0.132 M en $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})$. La température de la solution est 25°C.

- (a) Calculez la valeur de la masse molaire de HA.
- (b) Quelle était la valeur du pH lorsqu'on a ajouté 25.0 mL (25.0 mL du 32.2 mL nécessaire pour se rendre au point d'équivalence) de la solution $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})$?
- (c) Calculez la valeur du pH au point d'équivalence.

Question 5

On prépare une solution tampon en ajoutant 500.0 mL d'une solution 0.422 M en HCl à 1500.0 mL d'une solution 0.377 M en NaCH₃COO(aq) (l'acétate de sodium). Le volume final est 2.000 L. La constante de dissociation de CH₃COOH(aq) (l'acide acétique) est 1.8×10^{-5} . Faites l'approximation que le volume demeure fixe à 1.000 L. La température de la solution est 25°C.

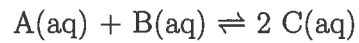
- (a) Calculez le pH de la solution NaCH₃COO(aq) avant l'ajout du HCl.
- (b) Calculez le pH de cette solution après l'ajout du HCl.
- (c) On ajoute 200.0 mL d'une solution 0.133 M en NaOH(aq) après l'ajout du HCl (partie b). Le volume est maintenant 2.200 L. Calculez le nouveau pH de la solution.

Question 6

Dans un contenant avec un volume fixe de 20.0 L qui est à une température de 227°C, le $\text{N}_2(\text{g})$ a une pression partielle de 15.0 atm et le $\text{O}_2(\text{g})$ a une pression partielle de 10.0 atm. On réagit le $\text{N}_2(\text{g})$ avec le $\text{O}_2(\text{g})$ pour produire le $\text{N}_2\text{O}(\text{g})$. On garde la température fixe. Quelle est la pression finale? Quelle masse de $\text{N}_2\text{O}(\text{g})$ produit-on? Par la suite, on baisse la température afin que la pression totale devient la moitié de ce qu'il était après la réaction. Quelle est la vitesse moyenne (vitesse quadratique) des molécules de $\text{N}_2\text{O}(\text{g})$ après ce refroidissement?

Question 7

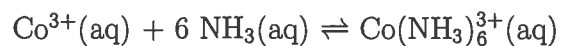
Pour la réaction



la constante d'équilibre est 17.3 à 25°C et 27.7 à 50°C. Faisant l'approximation que ΔH° et ΔS° ne varient pas avec la température, calculez les valeurs de ΔH° , ΔS° , et la constante d'équilibre, K , à 75°C. À quelle température est-ce que la constante d'équilibre, K , sera égale à 1.00?

Question 8

- (a) (4 points) Le produit de solubilité, K_{ps} , de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ est 1.5×10^{-11} à 25°C . Calculez la solubilité (en g/L) de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ dans une solution qui est 0.122 M en $\text{Ba}(\text{OH})_2$ à 25°C .
- (b) (4 points) La constante de formation, K_f , de $\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}(\text{aq})$,



est 4.5×10^{39} . Quelle est la concentration finale (à l'équilibre) de $\text{Co}^{3+}(\text{aq})$ si on place 5.00 g de $\text{Co}(\text{NO}_3)_3$ dans 1.000 L d'une solution qui est 0.877 M en $\text{NH}_3(\text{aq})$? L'ajout du $\text{Co}(\text{NO}_3)_3$ n'affecte pas le volume.

Question 9

La réaction $2 A(aq) \rightarrow B(aq)$ est une réaction d'ordre un par rapport à $A(aq)$. On observe que si on augmente, simultanément, la concentration de $A(aq)$ par un facteur de 7.14 et la température de 25°C à 35°C , la vitesse de la réaction augmente par un facteur de 30.0 (la réaction va trente fois plus vite). Quelle est la valeur de l'énergie d'activation (en kJ/mol) pour cette réaction? Si la demie-vie de cette réaction est 455 s à 25°C , quelle serait la demie-vie à 50°C ?

Question 10

On a une solution aqueuse de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ avec une fraction molaire de 0.200. La masse volumique de cette solution est 0.987 g/mL. Calculez la molarité, la molalité, et le pourcentage massique de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ dans cette solution.

constantes fondamentales:

$$R = 8.3145 \text{ kPa L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8.3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 0.08206 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa} = 760 \text{ mm Hg}$$

$$N_A = 6.022 \times 10^{23}$$

$$1 \text{ mL} = 1 \times 10^{-3} \text{ L} = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$\text{unité de masse atomique} = 1.661 \times 10^{-24} \text{ g}$$

formules:

masse volumique:

$$\rho = \frac{\text{masse}}{\text{volume}}$$

équation des gaz parfaits:

$$PV = nRT \quad ; \quad \frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

masse molaire d'un gaz:

$$M = \frac{\rho RT}{P}$$

fraction de mole:

$$X_A = \frac{n_A}{n_T}$$

loi des pressions partielles de Dalton:

$$P_A = X_A P_T$$

vitesse quadratique moyenne:

$$v_{quad} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

premier principe de la thermodynamique:

$$\Delta U = Q + W$$

enthalpie:

$$H = E + PV$$

chaleur spécifique et capacité calorifique:

$$Q = C\Delta T = ms\Delta T$$

variation d'enthalpie standard:

$$\Delta H^\circ = \sum_A^{\text{produits}} n_A \Delta H_f^\circ(A) - \sum_B^{\text{réactifs}} n_B \Delta H_f^\circ(B)$$

travail d'expansion d'un gaz (pression externe constante):

$$w = -P_{ex}\Delta V$$

réaction chimique, température constante:

$$\Delta H = \Delta U + RT\Delta n_{gaz}$$

variation d'entropie, température constante:

$$\Delta S = \frac{Q}{T}$$

deuxième principe de la thermodynamique:

$$\Delta S_{univers} \geq 0$$

variation d'entropie standard:

$$\Delta S^\circ = \sum_A^{\text{produits}} n_A S^\circ(A) - \sum_B^{\text{réactifs}} n_B S^\circ(B)$$

enthalpie libre:

$$G = H - TS$$

variation d'enthalpie libre, température constante:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

variation d'enthalpie libre standard:

$$\Delta G^\circ = \sum_A^{\text{produits}} n_A \Delta G_f^\circ(A) - \sum_B^{\text{réactifs}} n_B \Delta G_f^\circ(B)$$

variation d'entropie pour une transition de phase (P constante):

$$\Delta S_{transition} = \frac{\Delta H_{transition}}{T_{transition}}$$

variation d'enthalpie libre:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

relation entre la variation d'enthalpie libre standard et la constante d'équilibre:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K \quad \text{ou} \quad K = e^{-\frac{\Delta G^\circ}{RT}}$$

équation de van't Hoff:

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

titrage (point d'équivalence, pour un acide/base avec seulement un proton à donner/accepter):

$$C_{standard} V_{standard} = C_{inconnu} V_{inconnu}$$

équation Henderson-Hasselbach:

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

acide-base conjugué:

$$K_a K_b = K_{eau} = 1.0 \times 10^{-14} \text{ à } 25^\circ\text{C}$$

réaction d'ordre 1:

$$\ln[A] = \ln[A]_o - kt \quad ; \quad \ln\left[\frac{A}{A}_o\right] = -kt \quad ; \quad [A] = [A]_o e^{-kt} \quad ; \quad t_{\frac{1}{2}} = \frac{\ln 2}{k}$$

l'équation d'Arrhenius:

$$\ln\frac{k_2}{k_1} = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

la charge effective:

$$Z_{eff} = Z - \sigma$$

California Standards Test

Chemistry Reference Sheet

Periodic Table of the Elements

Key	
11	Atomic number
Na	Element symbol
	Element name
22.99	Average atomic mass*
1	H Hydrogen 1.01
2	He Helium 4.00
3	Li Lithium 6.94
4	Be Beryllium 9.01
5	B Boron 10.81
6	C Carbon 12.01
7	N Nitrogen 14.01
8	O Oxygen 16.00
9	F Fluorine 19.00
10	Ne Neon 20.18
11	Na Sodium 22.99
12	Mg Magnesium 24.31
13	Al Aluminum 26.98
14	Si Silicon 28.09
15	P Phosphorus 30.97
16	S Sulfur 32.07
17	Cl Chlorine 35.45
18	Ar Argon 39.95
19	K Potassium 39.10
20	Ca Calcium 40.08
21	Sc Scandium 44.96
22	Ti Titanium 47.87
23	V Vanadium 50.94
24	Cr Chromium 52.00
25	Mn Manganese 54.94
26	Fe Iron 55.85
27	Co Cobalt 58.93
28	Ni Nickel 58.69
29	Cu Copper 63.55
30	Zn Zinc 65.38
31	Ga Gallium 69.72
32	Ge Germanium 72.61
33	As Arsenic 74.92
34	Se Selenium 78.96
35	Br Bromine 79.90
36	Kr Krypton 83.80
37	Rb Rubidium 85.47
38	Sr Strontium 87.62
39	Y Yttrium 88.91
40	Zr Zirconium 91.22
41	Nb Niobium 92.91
42	Mo Molybdenum 95.94
43	Tc Technetium (98)
44	Ru Ruthenium 101.07
45	Rh Rhodium 102.91
46	Pd Palladium 106.42
47	Ag Silver 107.87
48	Cd Cadmium 112.41
49	In Indium 114.82
50	Sn Tin 118.71
51	Sb Antimony 121.76
52	Te Tellurium 127.60
53	I Iodine 126.90
54	Xe Xenon 131.29
55	Cs Cesium 132.91
56	Ba Barium 137.33
57	La Lanthanum (138.91)
58	Ce Cerium (140.12)
59	Pr Praseodymium (140.91)
60	Nd Neodymium (144.24)
61	Pm Promethium (145)
62	Sm Samarium (150.36)
63	Eu Europium (151.96)
64	Gd Gadolinium (157.25)
65	Tb Terbium (158.93)
66	Dy Dysprosium (162.50)
67	Ho Holmium (164.93)
68	Er Erbium (167.26)
69	Tm Thulium (168.93)
70	Yb Ytterbium (173.04)
71	Lu Lutetium (174.97)
72	Hf Hafnium (178.49)
73	Ta Tantalum (180.95)
74	W Tungsten (183.84)
75	Re Rhenium (186.21)
76	Os Osmium (190.23)
77	Ir Iridium (192.22)
78	Pt Platinum (195.08)
79	Au Gold (196.97)
80	Hg Mercury (200.59)
81	Tl Thallium (204.38)
82	Pb Lead (207.2)
83	Bi Bismuth (208.98)
84	Po Polonium (209)
85	At Astatine (210)
86	Rn Radon (222)
87	Fr Francium (223)
88	Ra Radium (226)
89	Ac Actinium (227)
90	Th Thorium (232.04)
91	Pa Protactinium (231.04)
92	U Uranium (238.03)
93	Np Neptunium (237)
94	Pu Plutonium (244)
95	Am Americium (243)
96	Cm Curium (247)
97	Bk Berkelium (247)
98	Cf Californium (251)
99	Es Einsteinium (252)
100	Fm Fermium (257)
101	Md Mendelevium (258)
102	No Nobelium (259)
103	Lr Lawrencium (262)
104	Rf Rutherfordium (261)
105	Db Dubnium (262)
106	Sg Seaborgium (266)
107	Bh Bohrium (264)
108	Hs Hassium (269)
109	Mt Meitnerium (268)
110	Uu Ununium (271)
111	Uu Ununium (272)
112	Uu Ununium (277)
113	Uu Ununium (285)
114	Uu Ununium (288)
115	Uu Ununium (290)
116	Uu Ununium (294)
117	Uu Ununium (293)
118	Uu Ununium (294)

* If this number is in parentheses, then it refers to the atomic mass of the most stable isotope.

Copyright © 2003 California Department of Education