

EXAMEN FINAL: CHM1701/CHM1711

Principes de chimie

Professeur: Alain St-Amant

mardi le 20 décembre 2016, 9h30-12h30

INSTRUCTIONS

- vérifiez que vous avez toutes les 17 pages de cet 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 fournis à la fin

Il est interdit de se servir de téléphones cellulaires, de dispositifs électroniques non autorisés ou de notes de cours. Les téléphones et les dispositifs doivent être fermés et rangés dans votre sac: vous ne pouvez pas les laisser dans vos poches ou sur vous-mêmes. Sinon, des allégations de fraude scolaire pourraient être déposées, ce qui pourrait engendrer une attribution d'une note de 0 (zéro) pour cet examen.

En apposant votre signature sur cette page d'examen, vous reconnaissez l'importance de respecter l'énoncé ci-dessus.

NOM: _____ #: _____

signature: _____

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 XeO_2F_2 , incluant les charges formelles (N.B. le Xe est l'atome central).
- (3) Donnez une structure de Lewis raisonnable pour le PO_3F^{2-} , incluant les charges formelles (N.B. le P est l'atome central).
- (4) Dessinez la structure tridimensionnelle de XeF_3^- (N.B. le Xe est l'atome central).
- (5) Dessinez la structure tridimensionnelle de IF_3 (N.B. le I est l'atome central).
- (6) Dessinez la structure tridimensionnelle de NF_3 (N.B. le N est l'atome central).

- (7) Quelle est l'état d'oxydation du C dans l'anion CN^- ?
- (8) Parmi $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$, $\text{NO}_3^-(\text{aq})$, $\text{NH}_4^+(\text{aq})$, $\text{Na}(\text{s})$, $\text{Na}^+(\text{aq})$, $\text{NaCl}(\text{s})$, $\text{Cl}_2(\text{g})$, et $\text{Cl}^-(\text{aq})$, lequel est un réducteur?
- (9) Parmi $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$, $\text{NO}_3^-(\text{aq})$, $\text{NH}_4^+(\text{aq})$, $\text{Na}(\text{s})$, $\text{Na}^+(\text{aq})$, $\text{NaCl}(\text{s})$, $\text{Cl}_2(\text{g})$, et $\text{Cl}^-(\text{aq})$, lequel est une base Bronsted-Lowry?
- (10) Quelle est l'hybridation du Xe central dans le XeF_4 ?
- (11) Quelle est l'hybridation du N central dans le N_3^- ?
- (12) Quelle est l'hybridation du N central dans le NO_2F ?
- (13) Parmi F^- , Ne , Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , Cl^- , Ar , K^+ , et Ca^{2+} , de lequel est-il plus facile d'arracher un électron?

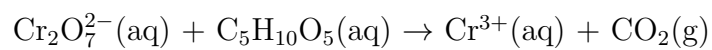
- (14) Parmi O^{2-} , F^- , Ne , Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , S^{2-} , Cl^- , et Ar , lequel a le plus petit rayon?
- (15) Il y a combien de liaisons σ dans le O_3 (N.B. la molécule n'est pas cyclique)?
- (16) Dans l'ion Zn^{2+} (dans son niveau fondamental), combien d'électrons ont $l = 0$?
- (17) Dans l'atome de As (dans son niveau fondamental), combien d'électrons ont $m = +1$?
- (18) Dans l'ion Br^- (dans son niveau fondamental), combien d'électrons ont $l = 1$ et $s = +\frac{1}{2}$?
- (19) Quelle est la charge effective vue par un électron de valence dans le P^{3-} ?
- (20) Qu'est ce qu'on appelle le point dans un diagramme de phase où les phases solide, liquide, et gazeuse sont en équilibre?

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 la réaction suivante, en solution basique,



Question 2

- (a) (6 points) La composition centésimale d'une substance inconnue est 50.60% C, 14.44% O, 29.50% N, et 5.46% H. Quelle est sa formule empirique?
- (b) (2 points) Un oxyde de fer (un composé qui contient seulement le Fe et O) est 72.36% Fe par masse. Quelle est la formule empirique de cet oxyde de fer?

Question 3

- (a) (6 points) Dans une bombe calorimétrique à volume constant, on fait la combustion de 1.77 g de $C_6H_{12}(l)$ (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 2.50 kJ K^{-1} et contient 3.125 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 21.25°C à 26.40°C . Par après, nous faisons la combustion de 1.000 mol de cette même substance, $C_6H_{12}(l)$, sous une pression constante de 1.00 atm à 25.0°C . Calculez les valeurs de Q , W , ΔH , ΔU , et la variation de l'entropie des environs lors de cette combustion de 1.000 moles sous une pression constante.
- (b) (2 points) L'enthalpie de vaporisation de l'eau est $40.65 \text{ kJ mol}^{-1}$. Quelle sera la variation dans l'entropie de 1.000 mol d'eau lors de son ébullition sous une pression constante de 1.00 atm?

Question 4

- (a) (4 points) HA est un acide faible avec une constante de dissociation, K_a , de 1.0×10^{-13} . Quel sera le pH d'une solution 0.077 M en $A^-(aq)$? La température est 25°C .
- (b) (4 points) Pour la réaction $A(s) \rightleftharpoons B(g)$, la constante d'équilibre est 1.77 à 25.0°C et 2.77 à 40.0°C . Faisant l'approximation que l'enthalpie et l'entropie de cette réaction ne varient pas avec la température, calculez la constante d'équilibre de cette réaction à 70.0°C .

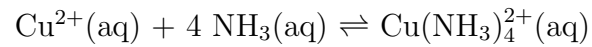
Question 5

On dissout 3.44 g d'un acide inconnu, HA, dans l'eau pour produire 25.0 mL de solution. Le pH de cette solution est 1.55. On titre cette solution avec une solution 0.250 M en NaOH(aq), et on atteint le point d'équivalence après avoir ajouté 18.8 mL de la solution 0.250 M en NaOH.

- (a) (2 points) Quel est la masse molaire de HA?
- (b) (3 points) Quel est la valeur de la constante de dissociation, K_a , de HA(aq)?
- (c) (3 points) Lors du titrage, quel aurait été le pH après l'ajout de 13.3 mL de la solution 0.250 M en NaOH?

Question 6

- (a) (4 points) Le produit de solubilité, K_{ps} , de $\text{Al}(\text{OH})_3$ est 1.3×10^{-33} . Calculez sa solubilité (en g/L) dans une solution de NaOH avec un pH de 13.11.
- (b) (4 points) La constante de formation, K_f , de $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}(\text{aq})$



est 1.1×10^{13} . On dissout 0.0333 mol de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ dans 1.000 L d'une solution 0.888 M en $\text{NH}_3(\text{aq})$. Faites l'approximation que le volume reste fixe à 1.000 L. Quelle sera la concentration de $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ à l'équilibre?

Question 7

- (a) (4 points) Dans un contenant fermé avec un volume fixe de 30.0 L et à une température de 25.0°C, on réagit 25.0 g de $\text{CH}_4(\text{g})$ avec du $\text{O}_2(\text{g})$ qui possède une pression partielle initiale de 1.00 atm. Les produits de la combustion sont le $\text{CO}_2(\text{g})$ et le $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Quelle masse de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ sera produite?
- (b) (4 points) Dans un contenant de 40.0 L, nous avons un mélange de $\text{CO}_2(\text{g})$ et $\text{N}_2(\text{g})$. La pression totale est 2.00 atm et la température est 25.0°C. Si la masse de $\text{N}_2(\text{g})$ est 55.5 g, quelle est la masse de $\text{CO}_2(\text{g})$?

Question 8

- (a) (4 points) La réaction $A(aq) \rightarrow B(aq)$ est une réaction d'ordre un par rapport à $A(aq)$. La concentration de $A(aq)$ après 100.0 s de réaction est 0.588 M. La concentration de $A(aq)$ après un autre 100.0 s (donc 200.0 s après le début de la réaction) est 0.344 M. Quelle est la valeur de la demie-vie pour cette réaction?
- (b) (4 points) La réaction $A(aq) \rightarrow B(aq) + C(aq)$ est une réaction d'ordre deux par rapport à $A(aq)$. Lorsqu'on double la concentration de $A(aq)$ et on chauffe le système de 20.0°C à 40.0°C, on constate que la vitesse de la réaction augmente par un facteur de 20.0 (la réaction va 20.0 fois plus vite). Quelle est l'énergie d'activation pour cette réaction?

Question 9

- (a) (4 points) Pour la réaction $2 \text{A(aq)} \rightleftharpoons \text{B(aq)} + \text{C(aq)}$, les concentrations à l'équilibre de A(aq) , B(aq) , et C(aq) sont respectivement 0.277 M, 0.322 M, et 0.411 M. Quelle est la valeur de ΔG° pour cette réaction? À ce système en équilibre, on ajoute du A(aq) et sa concentration devient 0.611 M. Quelle est la valeur de ΔG à cet instant? La température est toujours 25.0°C .
- (b) (4 points) Pour la réaction $3 \text{A(g)} \rightleftharpoons 2 \text{B(g)} + 4 \text{C(g)}$, on commence avec seulement le A(g) pur. On atteint l'équilibre. À l'équilibre, la pression totale est 8.00 atm, et la pression partielle de B(g) est 1.50 atm. Quelle est la valeur de ΔG° pour cette réaction? La température est toujours 25.0°C .

Question 10

On a une solution aqueuse de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ avec un pourcentage massique de 18.8% pour le $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. La masse volumique de cette solution est 0.956 g/mL. Calculez la molarité, la molalité, et la fraction de mole de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ 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:

$$PV = nRT \quad ; \quad \frac{P_1V_1}{n_1T_1} = \frac{P_2V_2}{n_2T_2}$$

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:

$$P_A = X_A P_T \quad ; \quad P_A V = n_A R T \quad ; \quad P_T V = n_T R T$$

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:

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

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:

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