

EXAMEN FINAL: CHM 1710

Principes de chimie

Professeur: Alain St-Amant

date: jeudi le 12 décembre 2002

temps: 14:00 - 17:00

AUCUN MATERIEL SUPPLEMENTAIRE PERMIS

N'IMPORTE QUELLE CALCULATRICE PERMISE

INSTRUCTIONS

- vérifiez que vous avez toutes les 23 pages de l'examen
- répondez à toutes les questions
- si vous en avez besoin, vous pouvez travailler sur le verso d'une feuille
- les formules, les règles, les constantes fondamentales et le tableau périodique sont fournis à la fin (vous pouvez les arracher)
- **n'oubliez pas d'écrire votre nom et numéro d'étudiant:**

NOM: _____

#: _____

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 N_2O , incluant les charges formelles (N.B. un N est l'atome central).
- (2) Donnez la structure de Lewis du NO_2^- , incluant les charges formelles (N.B. le N est l'atome central).
- (3) Donnez la structure de Lewis pour le BrF_4^- (N.B. le Br est l'atome central).
- (4) Dessinez la structure tridimensionnelle du BrF_4^- .
- (5) Quelle est l'hybridation du Br dans le BrF_4^- ?
- (6) Donnez la structure de Lewis du CO, incluant les charges formelles?

(7) Quel est le nombre d'oxydation du N dans le NH_2OH ?

(8) Quel est l'acide conjugué du HPO_4^{2-} ?

(9) Quel solide est produit lorsqu'on mélange des solutions concentrées de AgNO_3 et CaCl_2 ?

(10) Qui fût le premier à trouver le rapport charge/masse de l'électron?

(11) Quelle est la valeur du facteur de van't Hoff, i , pour le $\text{Fe}(\text{OH})_3$?

(12) Quelles sont les valeurs de l permises pour une orbitale où $n = 5$ et $m = -3$?

(13) Dans l'atome de Xe (dans son niveau fondamental), combien d'électrons ont $m = +2$?

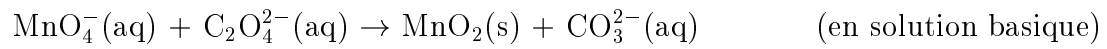
- (14) Parmi Na, Na⁺, Mg, Mg²⁺, et Al, lequel a le plus petit rayon?
- (15) Parmi Na, Na⁺, Mg, Mg²⁺, et Al, lequel a la plus petite énergie d'ionisation?
- (16) Donnez la configuration électronique de Zn²⁺.
- (17) Quelle est la charge nucléaire effective de Ca²⁺?
- (18) Quelle est la charge nucléaire effective de Cl⁻?
- (19) Donnez une structure de Lewis raisonnable pour le ClO₃⁻, incluant les charges formelles (N.B. le Cl est l'atome central).
- (20) Dessinez la structure tridimensionnelle de IF₄⁺.

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 feuille, si nécessaire.

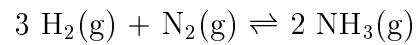
Question 1

Équilibrez l'équation d'oxydoréduction suivante:



Question 2

La constante d'équilibre, à 25.0 °C, pour la réaction



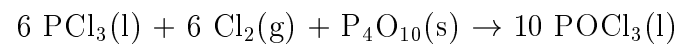
est 5.9×10^6 . A 25.0 °C, l'enthalpie de formation du $\text{NH}_3(\text{g})$, $\Delta H_f^\circ (\text{NH}_3, \text{g})$, est $-46.1 \text{ kJ mol}^{-1}$. Faisant l'approximation que ΔH° et ΔS° ne varient pas avec la température, estimez les valeurs de ΔH° , ΔS° , ΔG° , et la constante d'équilibre pour cette réaction à 100.0 °C.

Question 3

Calculez le pH d'une solution aqueuse 0.25 M en acide acétique (CH_3COOH). La constante d'ionisation de l'acide acétique est 1.8×10^{-5} . Si le volume initial est 1.000 L, et on ajoute 0.10 moles de NaOH, quel sera le nouveau pH de cette solution? Considérez qu'il n'y a aucune variation de volume lors de l'ajout du NaOH.

Question 4

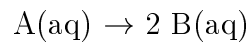
825.0 g de $\text{PCl}_3(\text{l})$, 325.0 g de $\text{Cl}_2(\text{g})$, et 250.0 g de $\text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s})$ réagissent ensemble de la façon suivante:



Quelle masse de POCl_3 produit-on?

Question 5

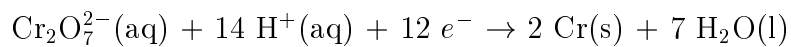
Pour la réaction



$\Delta G^\circ = +1.80 \text{ kJ}$ à $25.0 \text{ }^\circ\text{C}$. Si les concentrations initiales de A(aq) et B(aq) sont respectivement 0.117 M et 0.497 M , quelles sont les concentrations de A(aq) et B(aq) à l'équilibre (à $25.0 \text{ }^\circ\text{C}$)?

Question 6

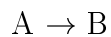
On plaque des objets avec le Cr(s) en faisant l'électrolyse. La demi-réaction en question est la suivante:



Avec un courant de 20.0 A, quel temps sera nécessaire pour produire 1.00 g de Cr(s) par l'électrolyse? Est-ce que le Cr(s) est produit à l'anode ou à la cathode?

Question 7

La réaction



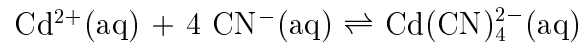
est une réaction d'ordre 1. On obtient les données suivantes:

T (°C)	k (s ⁻¹)
50	5.0×10^{-1}
75	8.0×10^{-1}

Calculez l'énergie d'activation pour cette réaction. Quelle est la demi-vie, $t_{\frac{1}{2}}$, pour cette réaction à 25°C.

Question 8

Calculez les concentrations de Cd^{2+} , de $\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$ et de CN^- à l'équilibre si l'on dissout 10.00 g de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ dans 1.00 L d'une solution de NaCN 0.70 M (considérez qu'il n'y a aucune variation de volume). La constante d'équilibre pour la réaction



est 7.1×10^{16} .

Question 9

Le point de congélation d'une solution formée de 2.90 g d'un composé organique inconnu dans 100.0 g de benzène est de 4.15 °C. Le benzène pur a un point de fusion de 5.50 °C et sa constante cryoscopique molale est 5.12 °C/m. Quelle est la masse molaire du composé organique inconnu? La composition centésimale de cet inconnu est 65.4% C, 5.5% H, et 29.1% O. Quelle est sa formule moléculaire?

Question 10

L'acide sulfurique (H_2SO_4) concentré que l'on utilise au laboratoire a un pourcentage massique de 98.0%. Calculez la molalité et la molarité de cette solution d'acide sulfurique. La masse volumique de la solution est de 1.83 g/mL.

constantes fondamentales:

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

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

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

$$1 \text{ F} = 96487 \text{ C}$$

$$c = 3.00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$$

$$h = 6.63 \times 10^{-34} \text{ J s}$$

$$R_H = 2.18 \times 10^{-18} \text{ J}$$

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

$$\text{charge d'un électron} = -1.60 \times 10^{-19} \text{ C}$$

$$\text{masse d'un électron} = 9.09 \times 10^{-28} \text{ g}$$

$$\text{masse d'un proton} = 1.673 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$\text{masse d'un neutron} = 1.675 \times 10^{-24} \text{ g}$$

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

formules:

masse volumique:

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

loi de Boyle (n, T constants):

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

loi de Charles et Gay-Lussac (n, P constants):

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

loi d'Avogadro (P, T constantes):

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

équation des gaz parfaits:

$$PV = nRT$$

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

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:

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

équation de van der Waals:

$$\left(P + a \frac{n^2}{V^2}\right) (V - nb) = nRT$$

premier principe de la thermodynamique:

$$\Delta U = Q + W$$

enthalpie:

$$H = E + PV$$

chaleur spécifique et capacité calorifique:

$$Q = C \Delta T = m_s \Delta T$$

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):

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

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):

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

équation Henderson-Hasselbach:

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

acide-base conjugué:

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

la loi de Henry:

$$C = kP$$

la loi de Raoult:

$$P_{\text{solvant}} = X_{\text{solvant}} P_{\text{solvant}}^{\circ}$$

$$\Delta P = X_{\text{soluté}} P_{\text{solvant}}^{\circ}$$

l'élevation du point d'ébullition:

$$\Delta T_{\text{éb}} = i K_{\text{éb}} m$$

l'abaissement du point de congélation:

$$\Delta T_{\text{cong}} = i K_{\text{cong}} m$$

la pression osmotique:

$$\pi = i M R T$$

réaction d'ordre 1:

$$\ln [A] = \ln [A]_o - kt$$

$$t_{\frac{1}{2}} = \frac{\ln 2}{k}$$

l'équation d'Arrhenius:

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

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

le potentiel standard d'une cellule:

$$\varepsilon_{\text{cell}}^{\circ} = \varepsilon_{\text{ox}}^{\circ} + \varepsilon_{\text{red}}^{\circ}$$

l'énergie libre et le potentiel d'une cellule:

$$\Delta G = -nF \varepsilon_{\text{cell}}$$

$$\Delta G^{\circ} = -nF \varepsilon_{\text{cell}}^{\circ}$$

la constante d'équilibre et le potentiel standard d'une cellule:

$$\varepsilon_{\text{cell}}^{\circ} = \frac{RT}{nF} \ln K$$

équation de Nernst:

$$\varepsilon_{\text{cell}} = \varepsilon_{\text{cell}}^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

la charge transférée:

$$\text{charge} = \text{courant} \times \text{temp}$$

les rayonnements électromagnétiques:

$$c = \lambda \nu$$

l'énergie d'un photon:

$$E = h\nu$$

le modèle de l'atome de Bohr:

$$E_n = \frac{-R_H}{n^2}$$

la longueur d'onde d'une particule:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

la charge effective:

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