

EXAMEN FINAL: CHM 1710

Principes de chimie

Professeur: Alain St-Amant

date: vendredi le 22 décembre 2000

temps: 09:30 - 12:30

AUCUN MATERIEL SUPPLEMENTAIRE PERMIS

N'IMPORTE QUELLE CALCULATRICE PERMISE

INSTRUCTIONS

- vérifiez que vous avez toutes les 14 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 part

- 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 la structure de Lewis de l'ozone, O_3 (N.B. l'ozone n'est pas une molécule cyclique).
- (2) Quelle est la charge formelle de l'oxygène central dans l'ozone?
- (3) Donnez la structure de Lewis du SF_4 (N.B. le S est l'atome central).
- (4) Dessinez la structure tridimensionnelle du SF_4 .
- (5) Quelle est l'hybridation du S dans le SF_4 ?
- (6) Donnez la structure de Lewis du NO_2^- , incluant les charges formelles (N.B. le N est l'atome central).

- (7) Quel est le nombre d'oxydation du S dans le HSO_3^- ?
- (8) Parmi H_2O , H_2S , H_2Se et H_2Te , lequel a le plus haut point d'ébullition ?
- (9) Parmi CH_4 , SiH_4 , GeH_4 et SnH_4 , lequel a le plus haut point d'ébullition ?
- (10) Qui fut le premier à proposer que l'atome possède un noyau ?
- (11) Qui fut le premier à proposer la dualité onde/particule de la matière ?
- (12) Quelle est la valeur de l pour une orbitale 4f ?
- (13) Quel(s) type(s) d'orbitales (eg.; $1s$, $2s$, $2p$, $3s$, $3p$, $3d$, etc.) peuvent avoir $n = 4$ et $m = +2$?

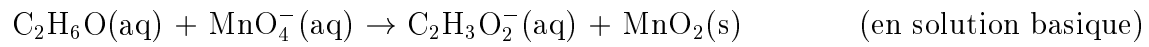
- (14) Quel est le nombre maximum d'électrons dans un atome qui peuvent avoir un nombre quantique principal, n , de 4.
- (15) Est-ce que l'atome de N est diamagnétique ou paramagnétique?
- (16) Parmi O^{2-} , F^{-} , Na^{+} , Mg^{2+} et Al^{3+} , lequel a le plus petit rayon ionique?
- (17) Donnez la configuration électronique de l'ion Fe^{2+} .
- (18) Quelle est la charge nucléaire effective du Al^{3+} ?
- (19) Parmi C, N, O, Si et S, lequel a la plus forte énergie d'ionisation?
- (20) Parmi Na_2O , Na_2O_2 , CaO , SiO_2 et K_2O , lequel est un oxyde acide?

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.

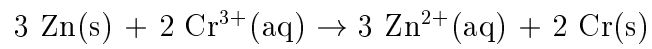
Question 1

Équilibrez l'équation d'oxydoréduction suivante:



Question 2

Calculez les valeurs de ε° , ε , et ΔG pour la réaction de la cellule suivante (à 25°C):



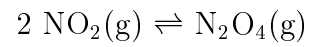
où $[\text{Cr}^{3+}] = 0.0975 \text{ M}$ et $[\text{Zn}^{2+}] = 0.0025 \text{ M}$.

Question 3

Pour une réaction d'ordre un, la demi-vie est de 1123 secondes à 25°C et de 843 secondes à 35°C. Quelle est l'énergie d'activation, E_a , pour cette réaction?

Question 4

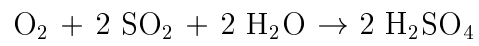
Pour la réaction



la constante d'équilibre est 8.78 à 25°C et 0.304 à 75°C. Calculez les valeurs de ΔH° , ΔS° , et ΔG° à 25°C. Calculez la valeur de la constante d'équilibre à 50°C.

Question 5

On réagit 175.0 g de O₂, 400.0 g de SO₂ et 125.0 g de H₂O de la façon suivante:



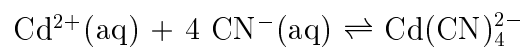
Quelle masse de H₂SO₄ peut-on produire?

Question 6

Calculez le pH de 1.00 L du système tampon qui est 1.00 M en CH_3COOH et 0.50 M en CH_3COONa avant et après l'addition de 0.10 mole de NaOH . Considérez qu'il n'y a aucune variation de volume. La constante d'ionisation pour l'acide acétique, CH_3COOH , est 1.8×10^{-5} .

Question 7

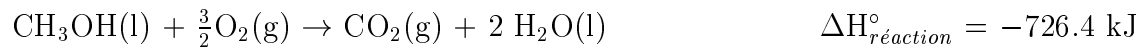
Calculez les concentrations de Cd^{2+} , de $\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$ et de CN^- à l'équilibre si l'on dissout 7.50 g de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ dans 1.00 L d'une solution de NaCN 0.50 M (considérez qu'il n'y a aucune variation de volume). La constante d'équilibre pour la réaction



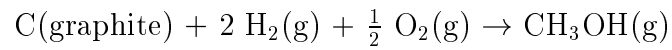
est 7.1×10^{16} .

Question 8

D'après les données suivantes:



calculez la valeur de $\Delta H_{\text{réaction}}^{\circ}$ pour la formation d'une mole de $\text{CH}_3\text{OH}(g)$:



Question 9

Le CaCl_2 est un électrolyte fort. L'eau pure gèle à 0.00°C et sa constante cryoscopique est $1.86^\circ\text{C}/m$. La pression de vapeur à l'équilibre de l'eau pure à 25°C est 0.0313 atm . La densité de l'eau est 1.00 g/mL . On ajoute 75.0 g de CaCl_2 à 1.00 kg d'eau. Calculez le point de congélation de cette solution. Calculez la pression de vapeur à l'équilibre de cette solution à 25°C .

Question 10

Pour la deuxième expérience de CHM1710, une étudiante obtient les données suivantes:

masse de l'alliage Zn/Al: 53.3 mg
volume d'hydrogène gazeux: 37.7 mL
pression de la colonne d'eau: 784 Pa
pression de la vapeur d'eau: 3171 Pa
pression atmosphérique: 100310 Pa
température de la pièce: 25.0°C

Quel est le pourcentage de Zn dans l'alliage?

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:

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

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):

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

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):

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

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'élévation du point d'ébullition:

$$\Delta T_{\text{éb}} = iK_{\text{éb}}m$$

l'abaissement du point de congélation:

$$\Delta T_{\text{cong}} = iK_{\text{cong}}m$$

la pression osmotique:

$$\pi = iMRT$$

réaction d'ordre 1:

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

l'équation d'Arrhenius:

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

le potentiel standard d'une cellule:

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

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

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

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

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

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

équation de Nernst:

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

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:

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