

EXAMEN FINAL: CHM 1710

Principes de chimie

Professeur: Alain St-Amant

date: jeudi le 6 décembre 2001

temps: 09:30 - 12:30

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 la structure de Lewis de l'anion nitrate, NO_3^- , incluant les charges formelles (N.B. le N est l'atome central).

(2) Quelle est la charge formelle du carbone dans le monoxyde de carbone, CO?

(3) Donnez la structure de Lewis du IF_5 (N.B. le I est l'atome central).

(4) Dessinez la structure tridimensionnelle du IF_5 .

(5) Quelle est l'hybridation du I dans le IF_5 ?

(6) Donnez la structure de Lewis de l'anion carbonate, CO_3^{2-} , incluant les charges formelles (N.B. le C est l'atome central).

- (7) Quel est le nombre d'oxydation du P dans le H_2PO_3^- ?
- (8) Lequel des métaux alcalino-terreux a la plus forte énergie d'ionisation?
- (9) Quelles forces intermoléculaires dominent dans l'azote liquide, $\text{N}_2(\text{l})$?
- (10) Qui fut le premier à trouver la charge de l'électron?
- (11) Qui fut le premier à proposer la dualité onde/particule de la lumière?
- (12) Quelles sont les valeurs permises pour m_l dans une orbitale 4d?
- (13) Quels sont les deux produits lorsqu'on réagit le $\text{H}^+(\text{aq})$ avec le $\text{Mg}(\text{s})$ (donnez l'équation balancée)?

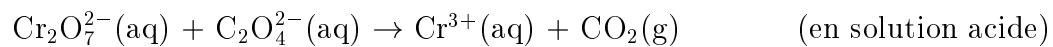
- (14) Combien d'électrons ont une valeur de $l = 1$ dans l'état fondamental de l'atome d'Al?
- (15) Parmi Li, Be, B, C, N, O, F, et Ne, deux sont diamagnétiques, lesquels?
- (16) L'acide chlorique est le HClO_3 . Quelle est la formule moléculaire de l'acide hypochloreux?
- (17) Donnez la structure de Lewis du OCN^- , incluant les charges formelles (N.B. le C est l'atome central et cette molécule est linéaire).
- (18) Quelle est la charge nucléaire effective du Ca^{2+} ?
- (19) Donnez la structure de Lewis du IF_2^- , incluant les charges formelles (N.B. le I est l'atome central).
- (20) Quelle est l'hybridation du Br dans le BrF_4^+ (N.B. le Br est l'atome central)?

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

Quelle masse de Cu(s) serait produite si on passait un courant de 25.0 A à travers une solution de CuCl₂(aq) pour une période de 4300.0 secondes? Est-ce que le Cu(s) est produit à l'anode ou à la cathode?

Question 3

La réaction $A(aq) \rightarrow B(aq)$ est une réaction d'ordre un. La demi-vie pour cette réaction est 1215 secondes. La concentration initiale de A est de 0.833 M. Combien de temps doit-on attendre avant que la concentration de A tombe à 0.100 M? Est-ce que la valeur de la demi-vie augmenterait ou diminuerait si on augmentait la température? Expliquez votre raisonnement très très brièvement.

Question 4

Pour la réaction



on obtient les données suivantes:

$[A]_0$ (M)	$[B]_0$ (M)	$[C]_0$ (M)	vitesse initiale, v_0 (M s ⁻¹)
0.10	0.10	0.20	0.20
0.10	0.20	0.20	0.20
0.10	0.20	0.30	0.30
0.20	0.20	0.40	0.80
0.40	0.20	0.40	1.60

Quel est l'ordre de la réaction par rapport à A, B, et C respectivement? Quelle est la valeur de la constante de vitesse? D'après vos réponses, que peut-on dire à propos de l'étape lente du mécanisme pour cette réaction? Expliquez votre raisonnement très très brièvement.

Question 5

Un solide, $A(s)$, se décompose pour produire un gaz inconnu, $X(g)$, qui est insoluble dans l'eau. Lors de la décomposition de 5.00 g de $A(s)$, on produit 1.18 g de $X(g)$. Lors de la décomposition de 18.77 g de $A(s)$, on a recueilli le $X(g)$ dans une bouteille renversée au-dessus de l'eau. Le volume du gaz recueilli est 228 mL et la pression totale dans la bouteille renversée est 0.966 atm. La température est 30.0°C . Quelle est la masse molaire du gaz inconnu, $X(g)$? La pression de la vapeur d'eau à 30.0°C est 0.0419 atm.

Question 6

Quel volume d'une solution 0.677 M en acide acétique, CH_3COOH , est nécessaire pour neutraliser 44.0 mL d'une solution 0.277 M en $\text{Ba}(\text{OH})_2$? $\text{Ba}(\text{OH})_2$ est une base forte et l'acide acétique est un acide faible avec un pK_a de 4.74. Quel est le pH de la solution au point d'équivalence?

Question 7

(a, 6 points) La composition centésimale d'un composé est de 40.0% C, 6.7% H, et 53.3% O. La masse moléculaire du composé est approximativement 60 g/mol. Quelle est la formule empirique de ce composé? Quelle est sa formule moléculaire?

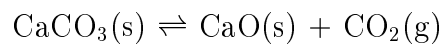
(b, 2 points) Quelle est la composition centésimale du méthanol, CH₃OH?

Question 8

Quelle est la solubilité (en grammes par litre) de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ dans une solution aqueuse qui possède un pH de 12.00? Le produit de solubilité de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ est 1.2×10^{-11} . Toutes les données sont à 25 °C. Quel est la valeur du facteur de van't Hoff, i , pour $\text{Mg}(\text{OH})_2$?

Question 9

Pour la réaction



la constante d'équilibre est 3.6×10^{-6} à 400°C et 2.2×10^{-4} à 500°C . Calculez les valeurs de ΔH° , ΔS° , et ΔG° à 500°C . Calculez la valeur de la constante d'équilibre à 700°C ?

Question 10

Pour l'expérience #8, une étudiante construit deux demi-cellules en ajoutant, pour chacune, une tige de Cu(s) à 50.0 mL d'une solution 0.20 M en CuSO₄. A une demi-cellule, l'étudiante ajoute 50.0 mL d'eau pure. A l'autre demi-cellule, l'étudiante ajoute 50.0 mL d'une solution 2.0 M en NH₃. L'étudiante mesure un potentiel de 0.385 V. La température est 25.0°C. **Avec ces données**, calculez la constante d'équilibre pour la formation du Cu(NH₃)₄²⁺(aq).

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'élévation 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:

$$\ln [A] = \ln [A]_0 - kt$$

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

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:

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