

EXAMEN FINAL: CHM1700/CHM1710

Principes de chimie

Professeur: Alain St-Amant

date: jeudi le 15 décembre 2005

temps: 19:00 - 22:00

AUCUN MATERIEL SUPPLEMENTAIRE PERMIS

CALCULATRICE PERMISE

INSTRUCTIONS

- vérifiez que vous avez toutes les 20 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, 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 ClO_3^- , incluant les charges formelles (N.B. le Cl est l'atome central).

- (2) Donnez une structure de Lewis raisonnable pour le N_3^- , incluant les charges formelles (N.B. le N_3^- n'est pas cyclique).

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

- (4) Dessinez la structure tridimensionnelle du BrF_2^+ (N.B. le Br est l'atome central).

- (5) Dessinez la structure tridimensionnelle du BrF_4^+ (N.B. le Br est l'atome central).

- (6) Dessinez la structure tridimensionnelle du BrF_3 (N.B. le Br est l'atome central).

(7) Quel est le nombre d'oxydation du S dans le HSO_3^- ?

(8) Quel est l'acide conjugué du NH_3 ?

(9) Parmi Ar, He, Kr, Ne, et Xe, lequel a la plus basse température d'ébullition?

(10) Quelle est l'hybridation de l'oxygène central dans le O_3 ?

(11) Quelle est l'hybridation du S dans le SF_4 (N.B. le S est l'atome central)?

(12) Parmi F, Ne, Na, Mg, Cl, Ar, K, et Ca, lequel a la plus grande énergie d'ionisation?

(13) Parmi F, Ne, Na, Mg, Cl, Ar, K, et Ca, lequel a le plus grand rayon atomique?

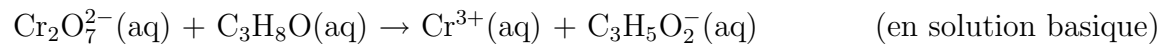
- (14) NaOCl est le hypochlorite de sodium. Quelle est la formule moléculaire de l'acide chlorique?
- (15) Donnez la configuration électronique de Fe^{3+} .
- (16) La constante ébullioscopique de l'eau est $0.52\text{ }^{\circ}\text{C}/\text{m}$. Quel est le point d'ébullition d'une solution 0.20 m en CaCl_2 (un électrolyte fort)?
- (17) Quelle est la charge effective nucléaire vue par un électron de valence dans le cation Al^{3+} ?
- (18) Dans l'atome de Pt (dans son niveau fondamental), combien d'électrons ont $l = 0$ et $m = +1$?
- (19) Dans l'atome d'As (dans son niveau fondamental), combien d'électrons ont $m = -1$?
- (20) Dans l'atome d'Ar (dans son niveau fondamental), combien d'électrons ont $m = 0$ et $s = \frac{1}{2}$?

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:

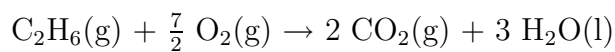


Question 2

Dans un contenant d'acier avec un volume de 10.0 L, on a un mélange de $\text{H}_2(\text{g})$ et $\text{O}_2(\text{g})$. La température est 500 K et la pression totale est 4.00 atm. La pression partielle du $\text{H}_2(\text{g})$ est 3.00 atm. On réagit le $\text{H}_2(\text{g})$ avec le $\text{O}_2(\text{g})$ pour produire le $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. La constante d'équilibre pour cette réaction est tellement grande qu'on peut faire l'approximation que la réaction inverse ne se produit pas. La température est toujours 500 K. Quelles sont les nouvelles pressions partielles de $\text{H}_2(\text{g})$, $\text{O}_2(\text{g})$, et $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$? Quelle est la nouvelle pression totale? Quelle est le nombre totale de moles de $\text{H}_2(\text{g})$, $\text{O}_2(\text{g})$, et $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$?

Question 3

Pour la combustion d'une mole d'éthane dans un système fermé sous une pression constante de 1.00 atm et à une température de 25°C,



calculez les valeurs de ΔH° , ΔS° , ΔG° , $\Delta S_{\text{environs}}$, et $\Delta S_{\text{univers}}$.

données (toutes à 25°C):

$$\Delta G_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_6, \text{g}) = -32.9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta G_f^\circ (\text{CO}_2, \text{g}) = -394.4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta G_f^\circ (\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -237.1 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$S^\circ (\text{C}_2\text{H}_6, \text{g}) = 229.5 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$S^\circ (\text{O}_2, \text{g}) = 205.1 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$S^\circ (\text{CO}_2, \text{g}) = 213.7 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

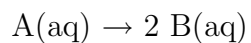
$$S^\circ (\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 69.9 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Question 4

Quelle est la solubilité (en grammes par litre) de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ dans une solution aqueuse qui possède un pH de 12.50? Quelle est sa solubilité dans l'eau pure? 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 5

Pour la réaction



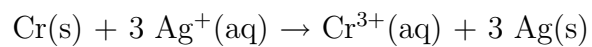
$\Delta H^\circ = +1.80 \text{ kJ}$ et $\Delta S^\circ = 15.0 \text{ J/K}$ à $25.0 \text{ }^\circ\text{C}$. Si les concentrations initiales de $A(aq)$ et $B(aq)$ sont respectivement 0.337 M et 0.497 M , quelles sont les concentrations de $A(aq)$ et $B(aq)$ à l'équilibre (à $25.0 \text{ }^\circ\text{C}$)?

Question 6

On dissout 0.557 mol d'un acide faible, HA, et 7.38 g de NaOH dans assez d'eau pour produire 1.00 L de solution. Le pH de cette solution est 4.25. Quelle est la valeur de la constante d'ionisation, K_a , de cet acide faible HA? On ajoute 0.050 mol de HCl (faites l'approximation que le volume demeure 1.00 L). Quel est le pH de cette solution après cet ajout de HCl?

Question 7

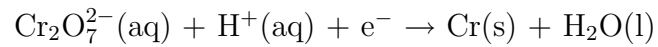
Calculez les valeurs de ε° et ΔG° pour la réaction de la cellule suivante (à 25°C):



Si la concentration de Cr^{3+} était 0.100 M, quelle concentration de Ag^+ serait nécessaire afin que cette réaction devienne spontanée? La température est toujours 25°C.

Question 8

On plaque des objets avec le chrome à partir de la réaction suivante (non-équilibrée)



La masse volumique du Cr(s) est 7.19 g cm^{-3} . Avec un courant de 10.0 A, quel temps sera nécessaire afin qu'on produit un volume de 20.0 cm^3 . Est-ce que cette réaction se produit à l'anode ou au cathode?

Question 9

Pour une réaction d'ordre un par rapport à un réactif A, la demi-vie est 887 s à 25°C et 667 s à 35°C. Quelle est l'énergie d'activation, E_a , pour cette réaction? Quel temps, à 45°C, est nécessaire afin que la concentration de A tombe par un facteur de 10.0?

Question 10

On a une solution aqueuse qui est 20.0% méthanol (CH_3OH , ou CH_4O) par masse. La masse volumique de cette solution est 0.932 g/mL. Calculez la fraction de mole, molarité, et molalité de méthanol dans cette solution.

constantes fondamentales:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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):

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

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:

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

la loi de Henry:

$$C = kP$$

la loi de Raoult:

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

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

l'élévation du point d'ébullition:

$$\Delta T_{éb} = i K_{éb} m$$

l'abaissement du point de congélation:

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

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:

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

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:

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