

TEST #2: CHM1710

Principes de chimie

Professeur: Alain St-Amant

date: jeudi le 2 novembre 2000

temps: 10:00 - 11:20

AUCUN MATERIEL SUPPLEMENTAIRE PERMIS

CALCULATRICES PERMISES

INSTRUCTIONS

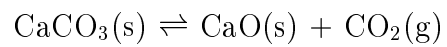
- il y a six question de 8 points et une question de 2 points
- répondez à toutes les questions
- écrivez vos réponses sur le questionnaire-même, dans les espaces fournis
- soyez certains que vos réponses finales ont les bonnes unités et les bons nombres de chiffres significatives
- si vous avez besoin, vous pouvez écrire vos réponses sur le dos d'une feuille
- traitez tous les gaz comme des gaz parfaits
- les formules et constantes fondamentales nécessaires sont fournies à la fin
- **n'oubliez pas d'écrire votre nom et numéro d'étudiant:**

NOM: _____

#: _____

8 points

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 .

8 points

Un échantillon de 0.6552 g d'un composé ionique formé d'ions chlorure et d'un métal inconnu est dissout dans de l'eau et mis en présence de AgNO_3 en excès. Si la masse du précipité de AgCl formée est de 0.7768 g, quel était le pourcentage massique de Cl dans le composé initial? Le AgCl est insoluble dans l'eau.

8 points

La constante d'ionisation de l'acide acétique, CH_3COOH , est de 1.8×10^{-5} . Quel est le pH d'une solution où on ajoute 0.847 g de l'acétate de sodium, CH_3COONa , à de l'eau pure et le volume final est de 100.0 mL.

8 points

Calculez la solubilité (en grammes par litre) de l'hydroxyde de fer(II), $\text{Fe}(\text{OH})_2$, dans une solution aqueuse avec un pH de 13.00 qui ne contenait pas de $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ avant l'ajout du $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$. Le produit de solubilité de $\text{Fe}(\text{OH})_2$ est 1.6×10^{-14} .

2 points

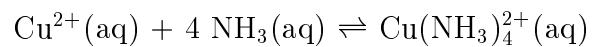
- (a) Quelle est l'état d'oxydation de l'azote dans l'acide nitreux, HNO_2 ?
- (a) Quelle est l'état d'oxydation du chlore dans l'acide chlorique, HClO_3 ?

8 points

Une solution tampon est préparée par l'addition de 22.5 g de CH_3COOH et de 17.1 g de CH_3COONa à assez d'eau pour former 500.0 mL de solution. Calculez le pH de la solution après l'ajout de 0.10 mole de NaOH . Considérez qu'il n'y a aucune variation de volume. La constante d'ionisation de CH_3COOH est de 1.8×10^{-5} .

8 points

On ajoute 0.20 mole de CuSO_4 à 1.000 L de solution de NH_3 0.90 M. Quelle est la concentration d'ions Cu^{2+} à l'équilibre? La constante d'équilibre pour la réaction



est de 5.0×10^{13} .

constantes fondamentales:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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:

$$\Delta H^\circ = \sum_A^{\text{produits}} n_A \Delta \bar{H}_f^\circ(A) - \sum_B^{\text{réactifs}} n_B \Delta \bar{H}_f^\circ(B)$$

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:

$$\Delta S^\circ = \sum_A^{\text{produits}} n_A \bar{S}^\circ(A) - \sum_B^{\text{réactifs}} n_B \bar{S}^\circ(B)$$

enthalpie libre:

$$G = H - TS$$

variation d'enthalpie libre, température constante:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

variation d'enthalpie libre standard:

$$\Delta G^\circ = \sum_A^{\text{produits}} n_A \Delta \bar{G}_f^\circ(A) - \sum_B^{\text{réactifs}} n_B \Delta \bar{G}_f^\circ(B)$$

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:

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