

TEST #2: CHM1710

Principes de chimie

Professeur: Alain St-Amant

date: vendredi le 1 novembre 2002

temps: 11:30 - 12:50

AUCUN MATERIEL SUPPLEMENTAIRE N'EST PERMIS

CALCULATRICES PERMISES

INSTRUCTIONS

- il y a 50 points sur l'examen
- 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 significatifs
- vous pouvez écrire vos réponses à l'endos d'une feuille s'il est nécessaire
- 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: _____

#: _____

1 point

Quel solide est produit lorsqu'on mélange une solution aqueuse de CaCl_2 avec une solution aqueuse de Na_2CO_3 ?



9 points

Quel est le pH d'une solution aqueuse 0.10 M en acide iodique, HIO_3 ? La valeur de K_a pour cet acide est 0.17. Quelle est la constante d'équilibre pour la réaction



1^e partie :

$$\text{HIO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{IO}_3^-$$

$0.10 - x \approx 0.10$ x x (soit x le montant de H^+ produit)

faisant l'approximation que x est petit

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{IO}_3^-]}{[\text{HIO}_3]} \Rightarrow 0.17 = \frac{x^2}{0.10} \Rightarrow x = \sqrt{(0.10)(0.17)} = 0.13$$

vérifier l'approximation : $\frac{0.13}{0.10} \times 100\% = 130\%$ \leftarrow très mauvaise approximation

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{IO}_3^-]}{[\text{HIO}_3]} \Rightarrow 0.17 = \frac{x^2}{0.10 - x} \Rightarrow x^2 + 0.17x - 0.017 = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{-0.17 \pm \sqrt{(0.17)^2 - (4)(1)(-0.017)}}{(2)(1)}$$

$x = 0.0706$ ou -0.2406 \leftarrow impossible car $[\text{H}^+]$ serait négatif

$\therefore [\text{H}^+] = 0.0706 \Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(0.0706) = \underline{\underline{1.15}}$

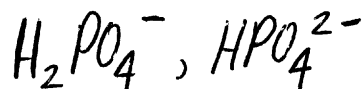
• pour la réaction : $\text{IO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HIO}_3(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

IO_3^- est la base conjuguée de HIO_3 , donc

$$K_a K_b = 1.0 \times 10^{-14} \Rightarrow K_b = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{0.17} = \underline{\underline{5.9 \times 10^{-14}}}$$

1 point

Parmi H_3PO_4 , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , et PO_4^{3-} , deux sont amphotères. Lesquels?



9 points

Calculez le pH de 1.00 L d'un système tampon qui est 0.90 M en acide acétique, CH_3COOH , et 0.60 M en acétate de sodium, NaCH_3COO , avant et après l'addition de 0.50 mole de NaOH . Considérez qu'il n'y a aucune variation de volume. La constante d'ionisation pour l'anion acétate, CH_3COO^- , est 5.6×10^{-10} .

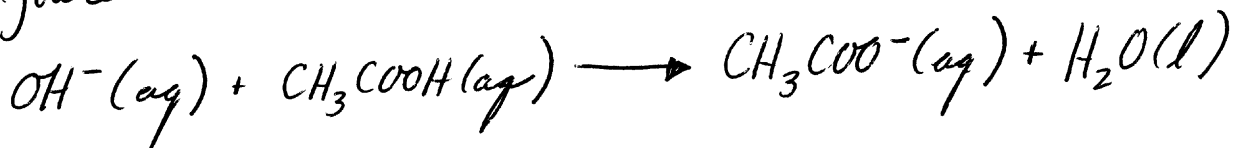
on doit calculer K_a : $K_a K_b = 1.0 \times 10^{-14} \Rightarrow K_a = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{5.6 \times 10^{-10}}$

$$K_a = 1.8 \times 10^{-5}$$

avant : $\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$

$$\text{pH} = -\log(1.8 \times 10^{-5}) + \log \left[\frac{(0.60)}{(0.90)} \right] = \underline{\underline{4.57}}$$

lorsqu'on ajoute 0.50 moles de OH^- :



∴ (parce que le volume est 1.00L, M et mol sont "équivalents") :

$[\text{CH}_3\text{COOH}]$ tombera de 0.90 M à 0.40 M

$[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ augmentera de 0.60 M à 1.10 M

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

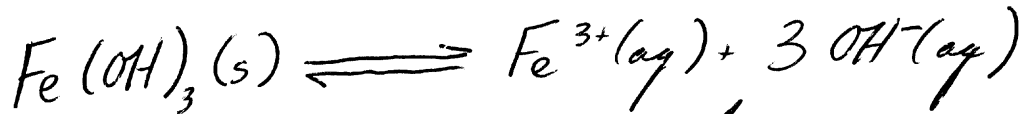
$$\text{pH} = -\log(1.8 \times 10^{-5}) + \log \left[\frac{(1.10)}{(0.40)} \right] = \underline{\underline{5.18}}$$

1 point

Quelle est la base conjuguée de l'anion bicarbonate (HCO_3^-)? CO_3^{2-}

9 points

Quelle est la solubilité (en grammes par litre) de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ dans une solution aqueuse qui possède un pH de 12.00? Le produit de solubilité de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ est 4.0×10^{-38} .



• soit x le montant de Fe^{3+} produit

$$[\text{Fe}^{3+}] = x$$

$$[\text{OH}^-] = 0.010 + 3x \quad \begin{array}{l} \swarrow \text{négligeable} \\ \approx 0.010 \end{array}$$

$$\text{si } \text{pH} = 12.00, \quad \text{pOH} = 2.00 \text{ et } [\text{OH}^-] = 10^{-2.00} = 0.010 \text{ M}$$

$$K_s = [\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^-]^3 \Rightarrow 4.0 \times 10^{-38} = x(0.010)^3$$
$$\Rightarrow x = 4.0 \times 10^{-32}$$

• solubilité molaire est $4.0 \times 10^{-32} \text{ mol/L}$

$$\text{Solubilité} = (4.0 \times 10^{-32} \text{ mol/L}) M_{\text{Fe}(\text{OH})_3}$$

$$= (4.0 \times 10^{-32} \text{ mol/L}) [(55.85) + (3)(16.00) + (3)(1.008)] \text{ g/mol}$$

$$= 4.3 \times 10^{-30} \text{ g/L}$$

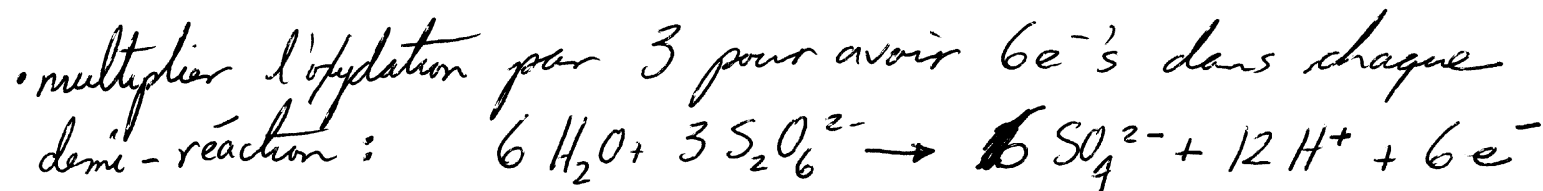
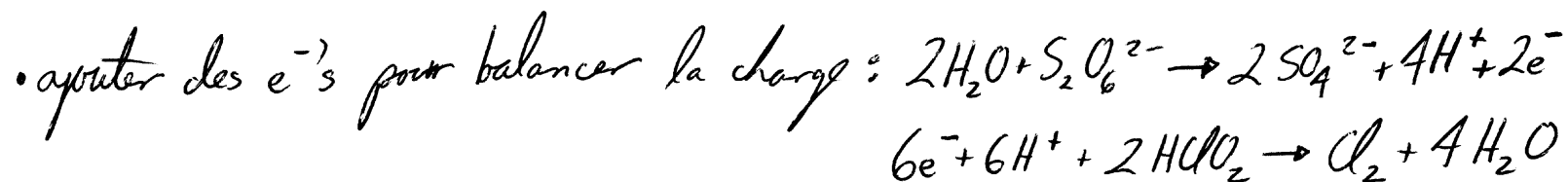
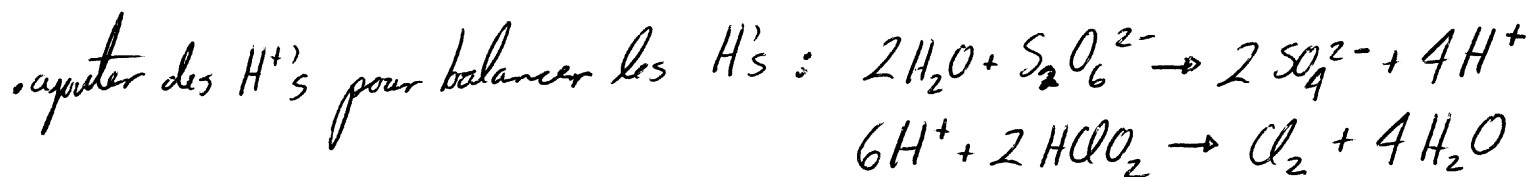
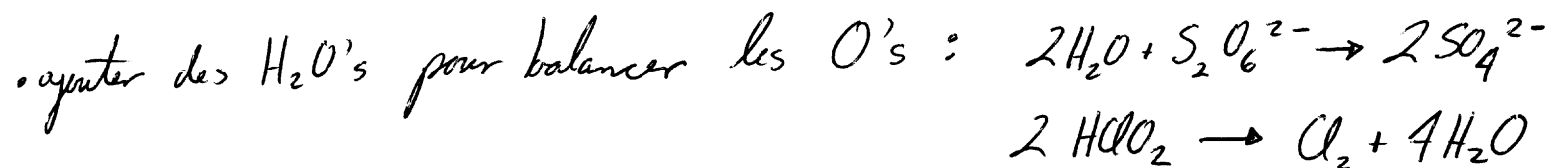
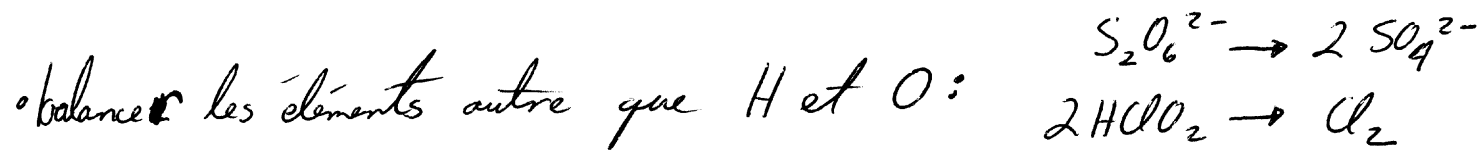
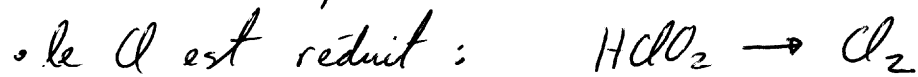
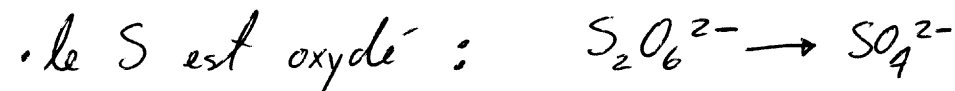
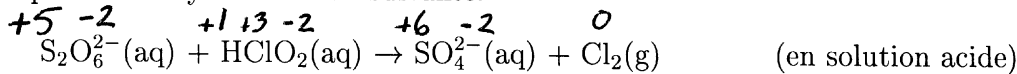
1 point

Quel est l'état d'oxydation du carbone dans le méthanol (CH₃OH)?

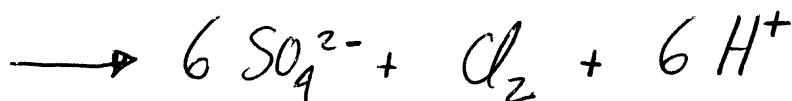
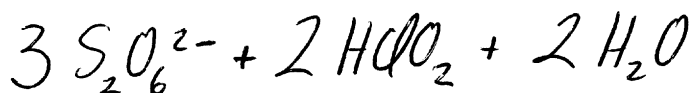
-2

9 points

Équilibrez l'équation d'oxydoréduction suivante:

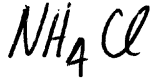


• ajouter les deux demi-réactions et simplifier



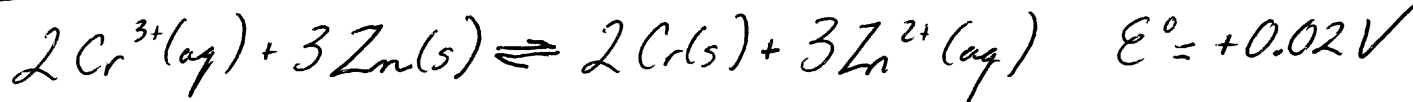
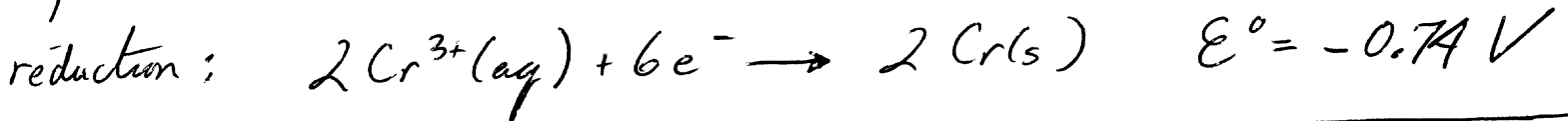
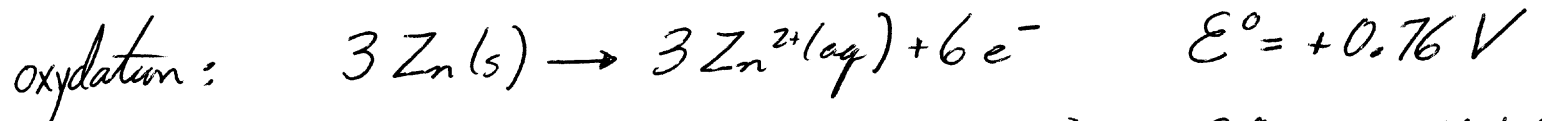
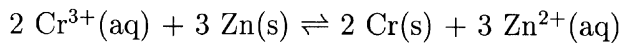
1 point

Parmi les solutions aqueuses des sels NaCl, NH₄Cl, et NaCH₃COO, une aura un pH inférieur à 7. Laquelle?



9 points

Quelle concentration minimale de Cr³⁺(aq) est nécessaire afin que la réaction suivante soit spontanée à 25°C si [Zn²⁺] = 1.0 × 10⁻² M?



• trouve la concentration de Cr³⁺ où E égale 0.00 V

$$\mathcal{E} = \mathcal{E}^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q \Rightarrow \mathcal{E} = \mathcal{E}^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{[\text{Zn}^{2+}]^3}{[\text{Cr}^{3+}]^2} \right)$$

$$0.00 = +0.02 - \frac{(8.3145)(298.15)}{(6)(96487)} \ln \left(\frac{[\text{Zn}^{2+}]^3}{[\text{Cr}^{3+}]^2} \right)$$

$$4.67 = \ln \left(\frac{[\text{Zn}^{2+}]^3}{[\text{Cr}^{3+}]^2} \right) \Rightarrow \frac{[\text{Zn}^{2+}]^3}{[\text{Cr}^{3+}]^2} = e^{4.67} = 106.8$$

$$[\text{Cr}^{3+}] = \sqrt{\frac{[\text{Zn}^{2+}]^3}{106.8}} = \sqrt{\frac{(1.0 \times 10^{-2})^3}{106.8}} = \underline{\underline{9.7 \times 10^{-5} \text{ M}}}$$