

CHIMIE FONDAMENTALE

Examen périodique # 3

8 décembre 2004

Nom: _____

Consignes:

- * Le matériel permis est : crayons, efface, règle et calculatrice.
Tout autre matériel est interdit et doit être disposé sous votre chaise.
- * Utilisez le verso des pages comme brouillon.
- * Toute tentative de plagiat est sanctionnée par la note 0.
- * Un **tableau périodique** et un **formulaire** vous seront distribués.

Question # 1 (1,5 pts, 12 min.)

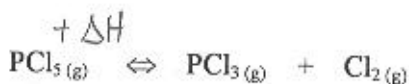
Complétez...

- a) Quelle solution a le pH le plus élevé entre HCOOH 0,40M et CH₃COOH 0,40M? (#5.42)

CH₃COOH 0,2

le moins acide

- b) Soit la réaction suivante (#4.56):



Sachant que le ΔH de la réaction est +92,5 kJ/mol indiquez le sens dans lequel la réaction sera déplacée si l'on augmente la température. (— ou → ou ←)

Réponse: → 0,2

- c) Quel sera l'effet d'augmenter la pression du système précédent en diminuant le volume du contenant? (#4.56) ← 0,2

- d) Dites si ces mélanges sont des solutions tampons ou non (#6.9 et 10):

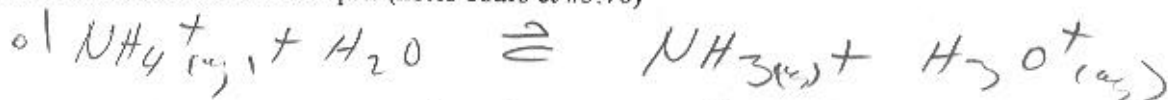
- 1 mole de KCl et 1 mole de HCl: NON 0,1

- 1 mole de NH₃ et 1 mole de NH₄NO₃: OUI 0,1

- 1 mole de HNO₂ et 1 mole de KNO₂: OUI 0,1

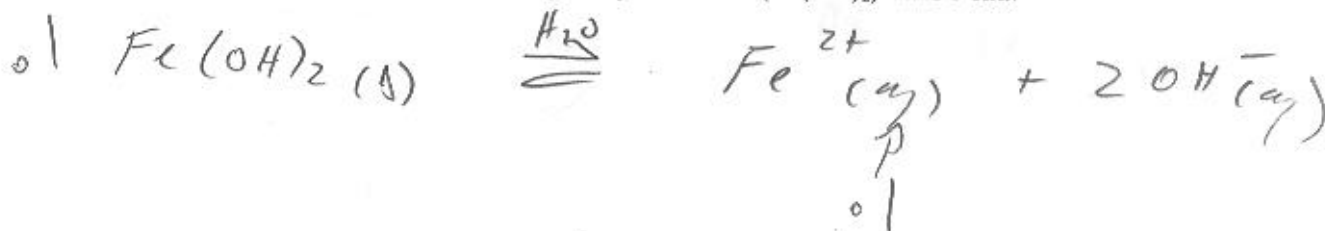
- e) Quel est le pH d'une solution d'acide chlorhydrique (HCl) 0,0010M (#5.19). 3,00 0,2

- f) Écrivez l'équation de dissociation du chlorure d'ammonium (NH₄Cl) dans l'eau et dites si la solution résultante sera acide ou basique. (notes cours et #5.70)



ACIDE 0,1

- g) Écrivez l'équation de solubilisation de l'hydroxyde ferreux (Fe(OH)₂) dans l'eau.



CHIMIE FONDAMENTALE

Examen périodique # 3

8 décembre 2004

Question # 2 (1,5 pts 15 min. (# 6.83, 5.19, 4.8, 6.44) Démontrez tous vos calculs.

- a) Calculez la valeur de K_b de l'ion butyrate sachant que le pK_a de l'acide butyrique est 4,70.

$$pK_b = 14 - pK_a = 14 - 4,70 = 9,30$$

$$K_b = 10^{-pK_b} = 10^{-9,3} = \boxed{5,01 \times 10^{-10}}$$

- b) Calculez le pH d'une solution pour laquelle la concentration en OH^- est 0,76 M.

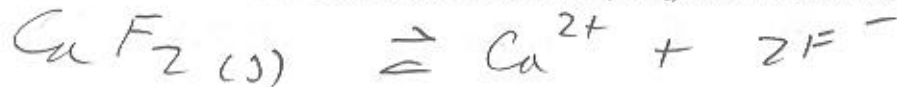
$$pH = 14 + \lg [OH^-]$$

$$= 14 + \lg 0,76 = \boxed{13,88}$$

- c) Exprimez la constante d'équilibre pour la réaction $2 CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2 CO_{(g)} + O_{2(g)}$

$$K = \frac{[CO]^2 [O_2]}{[CO_2]^2}$$

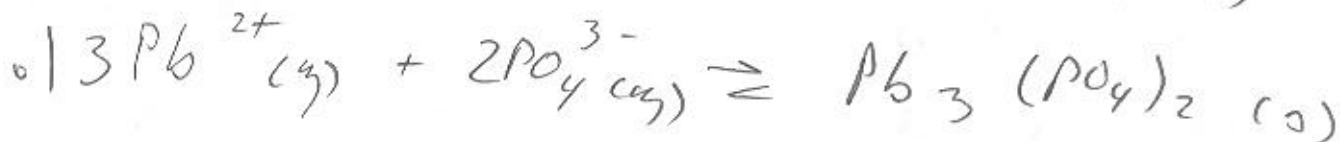
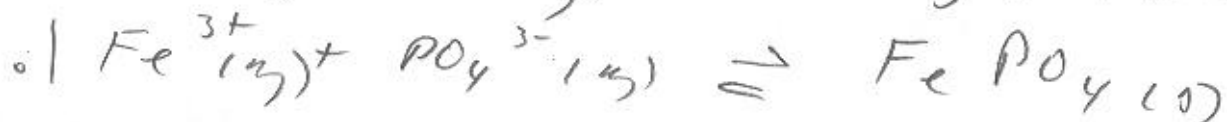
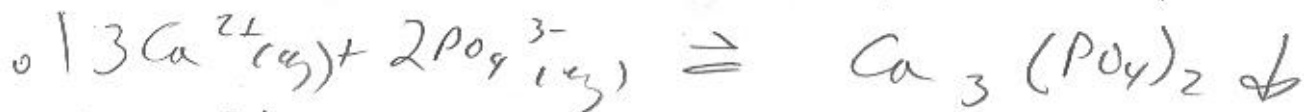
- d) Calculez la solubilité molaire du fluorure de calcium (CaF_2) dans l'eau à 25°C.



$$K_{ps} = [Ca^{2+}][F^-]^2 = s \times 4s^2 = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{3,95 \times 10^{-11}}{4}} = \boxed{2,15 \times 10^{-4} M}$$

- e) Une solution contient les ions K^+ , Ca^{2+} , Fe^{3+} , Pb^{2+} et NH_4^+ en solution. Nous lui ajoutons lentement une solution contenant des ions phosphates (PO_4^{3-}). Écrivez les équations ioniques nettes de précipitation pour les espèces qui pourront précipiter.



CHIMIE FONDAMENTALE

Examen périodique # 3

8 décembre 2004

Question # 3 (1,2 pts, 10 min., #4.44)

Soit le système suivant en équilibre à 686°C et sous 5 atm. La réaction encourue est la suivante:



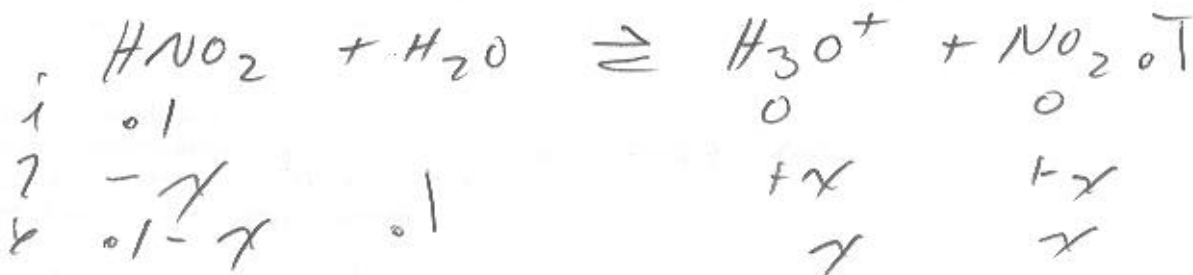
Les concentrations à l'équilibre sont $[\text{CO}] = 0,050\text{M}$; $[\text{H}_2] = 0,045\text{M}$; $[\text{CO}_2] = 0,086\text{M}$ et $[\text{H}_2\text{O}] = 0,040\text{M}$. Calculez la constante d'équilibre, K_c .

(Démontrez clairement votre raisonnement)

$$K = \frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]} = \frac{0,040 \times 0,050}{0,045 \times 0,086} = 5,17 \times 10^{-1}$$

Question # 4 (1,0 pt, 8 min., notes cours)

Calculez le pH d'une solution 0,1000M en acide nitreux (HNO_2)



$$K_a = 7,01 \times 10^{-4} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{x^2}{0,1 - x}$$

$$x_1 = \sqrt{7,01 \times 10^{-4} \times 0,1} = 8,43 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\% \text{D} = 8,43\%$$

$$x_2 = 8,06 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$x_3 = 8,08 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log 8,08 \times 10^{-3} \\ &= 2,09 \end{aligned}$$

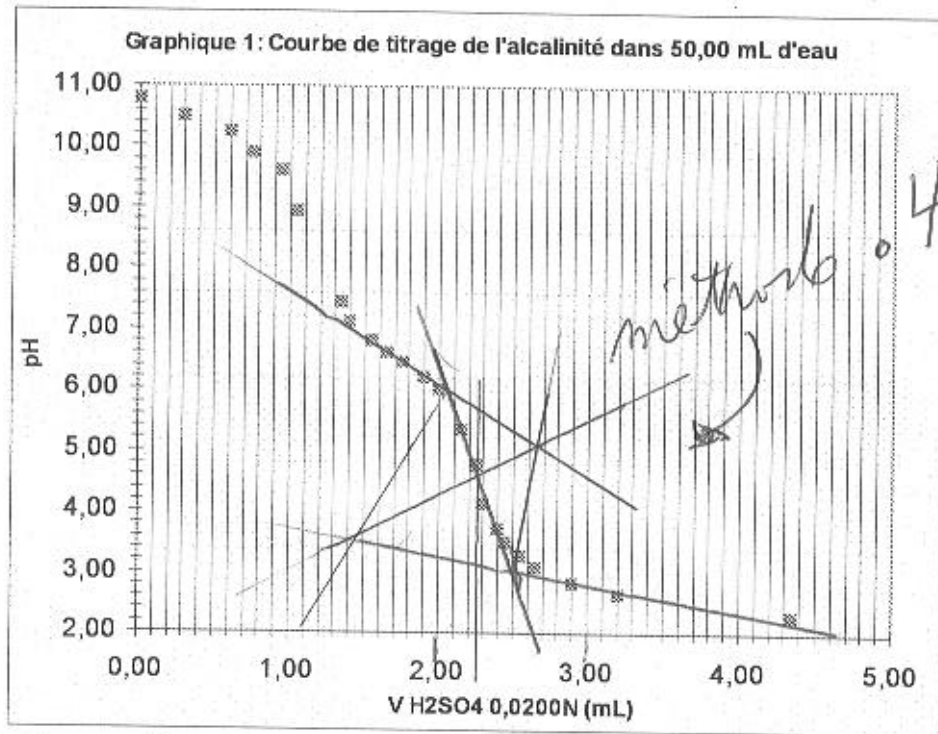
CHIMIE FONDAMENTALE

Examen périodique # 3

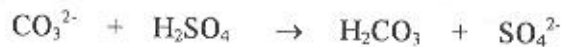
8 décembre 2004

Question # 7 (1,2 pts, 10 min., laboratoire et classe)

Lors de la détermination de l'alcalinité d'un cours d'eau, vous avez titré un aliquot de 50,00 mL avec une solution d'acide sulfurique 0,0200 N (0,0100 M). Vous avez obtenu la courbe de titrage illustrée ci-après.



La réaction complète est:



$$V = 2.25 \text{ mL}$$

- Déterminez (démontrez la méthode) graphiquement le volume équivalent que vous utiliserez pour déterminer la concentration et l'alcalinité de la solution (attention : divalent...).
- Calculez la molarité (concentration molaire volumique) en CO_3^{2-} de votre échantillon.
- Quel devrait-être le pKa d'un indicateur approprié pour effectuer ce titrage?

Note: Démontrez clairement vos calculs...

$$b) \quad \frac{C_1 V_1}{1} = 0.2 \frac{C_2 V_2}{1} \quad 2.25 \text{ mL} \times 0.02 \text{ N} = 50 \times []$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 9.0 \times 10^{-4} \text{ N}$$

$$4.5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$c) \quad \text{pH} \sim 4.503$$

CHIMIE FONDAMENTALE

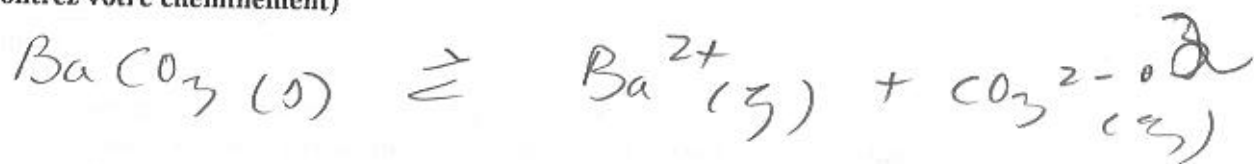
Examen périodique # 3

8 décembre 2004

Question # 8 (1,2 pts, 12 min., #6.47)

On verse 20,0 mL de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 0,100M dans 50,0 mL de Na_2CO_3 0,100M. Y aura-t-il précipitation de BaCO_3 ?

(Démontrez votre cheminement)



$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] \cdot 0.2$$

$$Q = \frac{20 \times 0.1}{70.2} \times \frac{50 \times 0.1}{70.2} = 2.04 \times 10^{-3}$$

$$K_{ps} = 5 \times 10^{-9}$$

$$Q > K_{ps}$$

pp $\bar{6}$ $\cdot 2$