**UV CMT1/2 Printemps 2017**

**NOM : PRENOM**

**Examen Final du 29 Juin 2017**

**ECRIRE LISIBLEMENT, toute incompréhension ne sera pas corrigée.**

**Sans document, calculatrice seulement autorisée, répondre directement sur la feuille**

**Exercice N°1 :**

Une erreur de manipulation a fait que 1,5L d'acide fluorhydrique (acide fort de formule HF) à   
2x10-1mol.L-1 se sont retrouvés mélangés avec 800 mL de NaOH (base forte) à 2 mol.L-1.

1. Ecrire si c'est possible l'équation d'une éventuelle réaction chimique.
2. Calculer la concentration de toutes les espèces présentes en fin de réaction
3. Calculer le pH final du mélange.



**Exercice N°2 :**

Deux solutions de bases fortes KOH et NaOH sont mélangées. Les volumes et concentrations respectifs sont 0,05L à 0,1 mol.L-1 et 0,35L à 0,02 mol.L-1. Calculer [K+], [Na+], [OH-] et [H3O+] et le pH de la solution final du mélange.



**Exercice N°3 :**

Oxydo-réduction ou pas ? Equilibrer les équations et justifiez vos réponses

Ag+ + Mg Ag + Mg2+

HCl + FeCl2 + I2  FeCl3  + HI

BaCl2 + Al2(SO4)3  BaSO4 + AlCl3

S2O82- + NH4+ + H2O NO3- + H3O+ + SO42-



**Exercice N°4 :**

Une solution d’un acide HA a un pH égal à 3,14 (solution A). Cette solution, diluée 10 fois, conduit à une nouvelle solution appelée B.

1. Quel serait le pH de la solution B si l’acide HA était un acide fort ?
2. La solution B a un pH égal à 4,02. Calculer la concentration de départ Co en acide HA de la solution A et la constante d’acidité de cet acide.



**Exercice N°5 :**

L’acide carbonique H2CO3 est un diacide faible.

1. Calculer le pH et la concentration des diverses espèces en présence dans une solution à   
   10-2 mol L-1 d’acide carbonique.
2. Même question pour une solution à 10-2 mol L-1 d’hydrogénocarbonate de sodium NaHCO3 ? un mono acide faible.



**Exercice N°6 :**

Calculer les potentiels des demi-piles suivantes à 25 °C:

1. Ag / Ag+ avec [Ag+] = 0,02 mol L-1.
2. Zn / Zn2+ avec [Zn2+] = 0,1 mol L-1.

Données. E°=Ag+ / Ag = 0,8 V; E° Zn2+ / Zn = - 0,76 V;



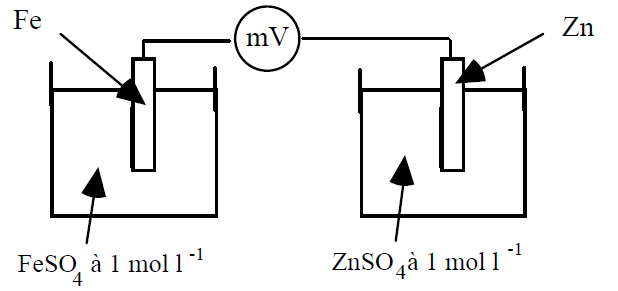
**Exercice N°7** :

Un litre d'une solution aqueuse contient 0,2 mol de Fe2+ et 0,2 mol de Fe3+. Le pH de cette solution est inférieur à 1. Calculer la valeur du potentiel E du couple Fe3+/Fe2+ de cette solution.



**Exercice N°8** :

Le schéma ci-après représente une pile électrochimique incomplète



Les réponses devront être justifiées.

1. Indiquer l’élément de la pile qui a été oublié dans ce schéma.
2. Le fer est-il le pôle + ou le pôle - ?
3. L’élément fer subit-il une oxydation ou une réduction lorsque cette pile débite ?
4. L’électrode de fer est-elle l’anode ou la cathode ?
5. La concentration en Fe2+ de la solution de sulfate ferreux augmente-t-elle, diminue-t-elle ou reste-t-elle constante ?
6. Calculer la fem de cette pile.

Données: E° Zn2+ / Zn = - 0,76 V; E°Fe2+ / Fe = - 0,42 V.



