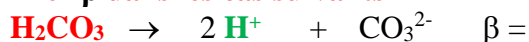


Chapitre I : GENERALITES SUR LES SOLUTIONS AQUEUSES**EXERCICE D'APPLICATION 1:****Déterminer β dans les cas suivants**

$$\beta (\text{Ox}) =$$

$$\beta (\text{Red}) =$$



$$\beta (\text{Na}^+) =$$

$$\beta (\text{SO}_4^{2-}) =$$

Exercice d'application 2:

1/ Quelle masse de permanganate de potassium faut-il dissoudre dans 500 mL d'eau pour obtenir une solution de normalité $5 \cdot 10^{-2}$ éq-g L⁻¹ ?

2/ Calculer la fraction molaire de l'eau et du permanganate dans une telle solution. On prendra $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g mL}^{-1}$ et la dissolution du permanganate a lieu sans variation de volume.

Exercice d'application 3 :

Quel volume d'eau faut-il ajouter à 400 mL d'une solution de concentration C_1 , pour obtenir une solution de concentration C_2 , telle que $C_2 = 0,625 \cdot C_1$. Calculer le facteur de dilution.

Exercice d'application 4 :

I

On prépare une solution S de soude en mélangeant 200 mL d'une solution S_1 de soude de concentration pondérale 16 g.L^{-1} avec 800 mL d'une solution S_2 de soude de concentration pondérale 8 g.L^{-1} .

1/ Calculer le nombre de moles n de soude dans la solution S

2/ Quelle quantité (en mol) de H_2SO_4 faut-il utiliser pour neutraliser S

II

On mélange 75 mL d'une solution de H_2SO_4 de concentration molaire 0,05 M avec 25 mL d'une solution de NaOH de concentration C_b . On obtient une solution basique de molarité 0,05 M. Calculer C_b .

Exercice d'application 5 :

Une solution aqueuse d'acide acétique a pour molarité $0,001 \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer la constante d'acidité de l'acide acétique sachant que le coefficient de dissociation de cet acide en solution vaut 0,125.

Exercices d'application 6 :

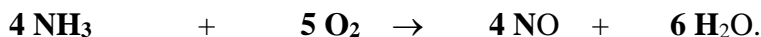
1/ La conductivité d'une solution de carbonate de potassium de concentration analytique $1,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ est de $4,85 \text{ mS.m}^{-1}$. Quelle conductance mesurera-t-on sachant que la constante de cellule du conductimètre utilisé a été étalonnée à $20,5 \text{ m}^{-1}$.

2/ a) La conductivité d'une solution, mesurée à l'aide d'une cellule de constante $k = 10 \text{ m}^{-1}$, vaut $0,1 \text{ S.m}^{-1}$. Calculer la résistance de cette solution.

b) La conductivité molaire de cette solution étant de $2 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$, calculer sa concentration analytique

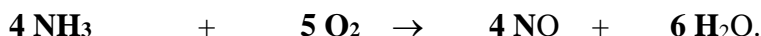
Exercice d'application 7 :

Soit la réaction :



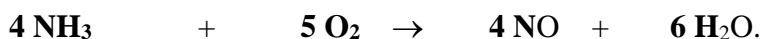
On met en présence 1,8 mole de NH_3 et 2 moles de O_2 . Choisir la bonne réponse parmi les propositions suivantes

- A) NH_3 est réactif limitant B) O_2 est le réactif limitant C) aucun réactif limitant D) autre

Exercice d'application 8 :

A un instant t donné, le nombre de moles de NO vaut 0,32. Les quantités de NH_3 , O_2 et H_2O valent respectivement :

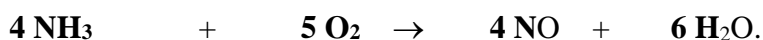
- A) $x=0,4$ $y=0,8$ $z=1,2$ B) $x= 1,48$ $y= 1,2$ $z= 0,8$
 C) $x= 1,48$ $y=1,6$ $z=0,48$ D) Autre

Exercice d'application 9 :

On met en présence 1,8 mole de NH_3 et 2 moles de O_2 .

L'avancement maximal de la réaction est

- A) 0,45 B) 0,40 C) 0,80 D) Autre

Exercice d'application 10 :

On met en présence 1,8 mole de NH_3 et 2 moles de O_2 .

Quand le nombre de moles de NO formé est de 0,32 mol, les taux de conversion de NH_3 et de O_2 valent respectivement

- A) $x=17,8 \%$ $y=20 \%$ B) $x= 14,8 \%$ $y= 12 \%$ C) $x= 10 \%$ $y=7 \%$ D) Autre

Exercice d'application 11 :

Si à la fin de la réaction précédente supposée équilibrée, le nombre de NO formé est de 0,32 mol, le rendement de la réaction par rapport à NO est

- A) 14,8 % B) 20 % C) 7 % D) Autre

Exercice d'application 12 :

A la fin de la réaction précédente le degré d'avancement de la réaction est

- A) 1 B) 0,32 C) 0 D) Autre

Exercice d'application 13 :

A la fin de la réaction précédente supposée équilibrée, les fractions molaires de NH_3 et H_2O valent respectivement

- A) 0,4 et 0,08 B) 0,12 et 0,4 C) 0,08 et 0,12 D) AUTRE

Exercice d'application 7 :

- 1) On dissout sans variation de volume 0,41 g d'acétate de sodium (CH_3COONa) dans un litre de solution d'acide acétique (CH_3COOH) 0,001 N.
 2) On ajoute 2 grammes de pastilles d'hydroxyde de sodium supposée pure à 1L d'une solution d'acide acétique (CH_3COOH) 0,1 N.

Les pH respectifs des 2 solutions ci-dessus sont

A/ 5,75 et 12 B/ 4,75 et 3,4 C/ 3,4 et 12 D/ 5,45 et 4,75 E/ Autre

On donne : $K_a(\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-) = 10^{-4,75}$ M(g/mol) : $M_{\text{Na}} = 23$ $M_{\text{O}} = 16$ $M_{\text{H}} = 1$

Exercice d'application 8 :

On dose 10 mL d'ammoniac par de l'acide chlorhydrique 0,1 N. Le virage de l'indicateur coloré est obtenu pour un volume d'acide égal à 6,8 mL.

1/ le pH de la solution obtenue à l'équivalence est celle de

A/ acide faible B / base faible C/ ions indifférents D/ un acide fort E/ autre

2/ le pH à l'équivalence vaut

A/ 7 B/ 5,3 C/ 1 D/ 10,9 E/ Autre

On donne : $\text{p}K_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,25$

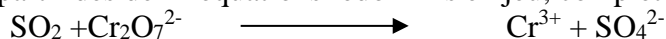
3/ Quels indicateurs colorés peuvent être utilisés pour ce dosage ?

Chapitre III : OXYDO-REDUCTION EN SOLUTION AQUEUSE**EXERCICE D'APPLICATION 1.**

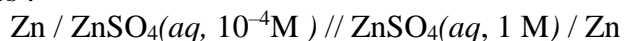
1/ Déterminer les nombres d'oxydation des éléments en gras dans les composés suivants : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$; AlLiH_4 , $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH} = \text{CH-CH}_3$; Al_2O_3 ; $\text{CH}_3\text{-O-O-H}$; H_2SO_4 ; HClO_4

EXERCICE D'APPLICATION 2.

A partir des demi-équations rédox mis en jeu, compléter l'équation bilan ci-après :

**EXERCICE D'APPLICATION 3 :**

Une pile de concentration a deux demi-piles constituées du même couple rédox, mais dont les concentrations sont différentes :



- (a) Donner les réactions aux électrodes et la polarité des deux électrodes de zinc
 (b) Calculer la fem de cette pile de concentration
 (c) Dans quel sens va le flux des anions sulfate si la pile débite et quelles seront les concentrations finales.

Donnée: $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,760\text{ V}$

EXERCICE D'APPLICATION 4 :

On souhaite déposer une fine couche de nickel de 0,02 mm d'épaisseur sur l'une des faces d'une plaque d'acier de 10 cm x 5 cm. Quelle est la durée de l'électrolyse nécessaire à ce nickelage si l'on utilise un courant constant de 1,1 A. *Données:* $M(\text{Ni}) = 58,69 \text{ g mol}^{-1}$; $\rho(\text{Ni}) = 8,90 \text{ g cm}^{-3}$; $1 F = 96487 \text{ C}$

EXERCICE D'APPLICATION 5 :

On connaît, $E^{\text{red}}(\text{Co}^{3+}/\text{Co}^{2+}) = +1.80 \text{ V}$; $E^{\text{red}}(\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}) = +1.23 \text{ V}$. $E^{\text{red}}(\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) = +0.77 \text{ V}$

1/ Ecrivez les réactions de réduction correspondant à ces potentiels.

2/ Les sels de Co^{3+} sont-ils stables dans H_2O ? Les ions Fe^{2+} sont-ils stables dans l'air ?

3/Le cas échéant, écrivez la réaction de l'eau sur Co^{3+} et la réaction d'oxydation de Fe^{2+} à l'air.

EXERCICE D'APPLICATION 6 :

Calculer la constante d'équilibre de la réaction d'oxydoréduction qui se produit dans la pile Daniel et en déduire le sens spontané de la réaction d'oxydoréduction qui s'y produit.

Donnée : $E^{\text{red}}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$

$E^{\text{red}}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$

Chapitre IV : EQUILIBRE SOLIDE-LIQUIDE EN SOLUTION AQUEUSE**Exercice d'application 1 :**

On ajoute **1 cm³** de d'hydroxyde de sodium (NaOH) molaire à un litre de nitrate de magnésium ($\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$) de concentration $10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$. Y a-t-il formation d'un précipité d'hydroxyde de magnésium ?

On négligera la variation de volume due à l'addition de l'hydroxyde de sodium.

On donne : $K_s(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 1,3 \cdot 10^{-11}$.

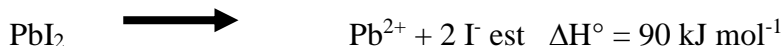
Exercice d'application 2 :

Calculer la solubilité de l'iodate de plomb dans l'eau. a/en mol/L b/ en g/L

On donne : $K_s(\text{Pb}(\text{IO}_3)_2) = 2,5 \cdot 10^{-13}$ M (g.mol⁻¹) : Pb=207 ; I=127 ; O=16

Exercice d'application 3 :

La solubilité de l'iodure de plomb, PbI_2 , est de $0,29 \text{ g L}^{-1}$ à 25°C . Déterminer sa solubilité à 60°C sachant que l'enthalpie standard de la réaction



On supposera négligeable la solubilité de PbI_2 moléculaire devant celle des ions et ΔH° constante dans le domaine de température.

Exemple d'application 4 :

Calculer la solubilité de AgCl dans l'eau puis dans une solution de HCl 0,1N. Conclure. On donne : $K_s(\text{AgCl}) = 10^{-9,8}$

Exercice d'application 5 :

1/- *les ions qui précipitent portent des charges identiques*

On précipite les ions Ba^{2+} et Ca^{2+} d'un mélange contenant $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ de chlorure de Baryum ($BaCl_2$) et $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ chlorure de calcium ($CaCl_2$) en ajoutant progressivement du sulfate de sodium (Na_2SO_4) sans variation de volume.

1/ Lequel des deux sulfates précipite le premier ?

2/ Calculer $C(Ba^{2+})$ en solution quand $CaSO_4$ commence à précipiter ?

On donne : $K_s (BaSO_4) = 10^{-9,9}$; $K_s (CaSO_4) = 10^{-4,6}$.

2-/ *les ions qui précipitent portent des charges différentes*

On précipite les ions CrO_4^{2-} et Cl^- d'un mélange contenant $0,01 \text{ mol.l}^{-1}$ d'ions chromate et d'ions chlorure en ajoutant progressivement du nitrate d'argent ($AgNO_3$) sans variation de volume. Lequel des deux sels d'argent précipite le premier ?

On donne : $K_s (Ag_2CrO_4) = 1,3 \cdot 10^{-12}$; $K_s (AgCl) = 1,6 \cdot 10^{-10}$.

Chapitre V : COMPLEXES EN SOLUTION AQUEUSE**Exercice application 1**

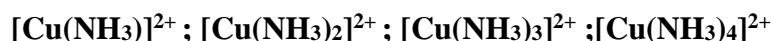
Déterminer le degré d'oxydation de l'ion central et nommer les complexes : $[Fe(SCN)]^{2+}$; $[Co_2(CO)_8]$; $[Fe(CN)_5CO]^{3-}$; **$Na_2[Fe(CN)_5NO]$** ; $[CoCl(NH_3)_5]Cl_2$; $[PtCl_2(NH_3)H_2O]$

Exercice d'application2:

Soient, pour les quatre complexes successifs du cuivre avec le ligand NH_3 , les données suivantes : $\log \beta_1=4,1$; $\log \beta_2=7,6$; $\log \beta_3=10,6$ et $\log \beta_4=12,6$

1/ Calculer les constantes de formation K_{F3} et K_{F4}

2/ Calculer les constantes de dissociation K_{D1} et K_{D2}

**Exercice d'application 3 :**

Calculer la valeur de pY dans la solution suivante de A :

A : MgY^{2-} $C_1 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; On donne : $pK_D (MgY^{2-}) = 8,7$

On vérifiera les approximations.