

TRAVAUX DIRIGES

Acide-base

EXERCICE I

Dans une fiole jaugée de 250 ml, on met :

25 ml de solution de NaCl à 0,8 M + 50 ml de solution de CaBr₂ à 0,5 M + 3.10 M de chlorure de calcium + 10,3 g de bromure de sodium solide. On complète jusqu'à 250 ml avec de l'eau distillée.

- 1) Déterminer la quantité de matière (en mol) et la concentration de chaque ion.
- 2) Vérifier que la solution est électriquement neutre. On admettra qu'il ne se produit aucune réaction entre les différents ions présents. M (g/mol) : Na = 23 ; Cl = 35,5 ; Ca = 40 ; Br = 80.

EXERCICE II

Calculer (a) le titre pondérale (b) la molarité (c) la normalité (d) la molalité (e) les fractions molaires (f) les fractions massiques d'une solution d'acide sulfurique de densité 1.198 qui contient 27.0% en masse de H₂SO₄.

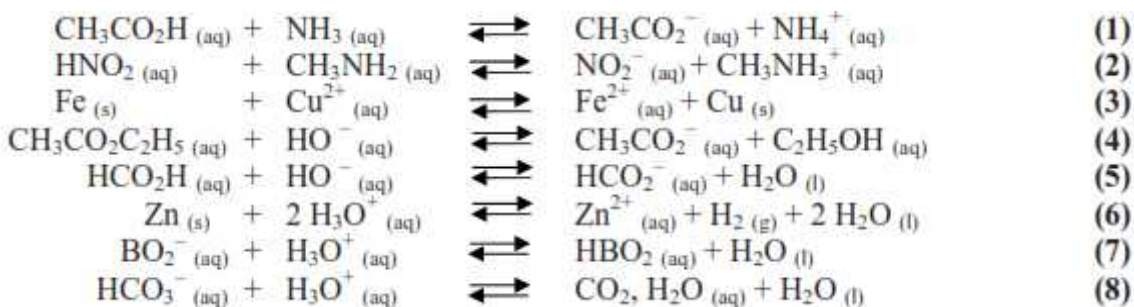
EXERCICE III

1-Quels volumes respectifs de solution 0.5 N et 0.1 N de HCl doit-on mélanger pour obtenir 2 litres de solution 0.2 N de HCl ?

2-Calculer la molarité d'une solution aqueuse de CH₃COOH ionisée à 2.0 %. La constante d'acidité de l'acide acétique à 25 °C est $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$

EXERCICE IV

On considère les réactions d'équations suivantes :



1. Identifier les réactions acido-basiques.

2. Reconnaître alors l'espèce acide et l'espèce basique qui réagissent et identifier les couples acide-base mis en jeu.

Remarque : H_2CO_3 est instable: $(\text{H}_2\text{CO}_3 (\text{aq})) = (\text{CO})_2$, $\text{H}_2\text{O} = (\text{CO}_2(\text{aq}))$

EXERCICE V

A 50 °C, le produit ionique de l'eau vaut $5,50 \times 10^{-14}$.

1. À cette température, une solution S_1 de pH égale à 6,8 est-elle acide, neutre ou basique?
2. Une solution aqueuse S_2 de volume $V = 50,0 \text{ mL}$ contient $2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ d'ions hydroxyde. Quel est son pH à 50 °C?
3. Le pH d'une solution aqueuse S_3 est de 5,2 à 50 °C. Quelles sont les concentrations des ions hydronium et hydroxyde dans cette solution?

EXERCICE VI

On considère trois solutions aqueuses S_1 , S_2 et S_3 d'acide nitreux HNO de concentrations molaires apportées respectives : $C_1 = 10^{-1} \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$; $C_2 = 10^{-2} \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$; $C_3 = 10^{-5} \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$

1. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide nitreux et l'eau.
2. La mesure du pH de ces trois solutions conduit aux valeurs suivantes : $\text{pH}_1 = 2,1$; $\text{pH}_2 = 2,7$; $\text{pH}_3 = 5,0$.
 - a. Calculer, dans les trois cas, le taux d'avancement final de la transformation.
 - b. Le taux d'avancement final dépend-il des conditions initiales ? Dans quel cas, cette transformation peut-elle être considérée comme totale ?

EXERCICE VII

- 1- Calculer le pH d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration C dans Ces 3 cas: $C_1 = 10^{-3} \text{ mol/L}$ $C_2 = 10^{-7} \text{ mol/L}$ $C_3 = 10^{-9} \text{ mol/L}$
- 2- Même question pour une solution d'hydroxyde de sodium aux mêmes concentrations.

EXERCICE VIII

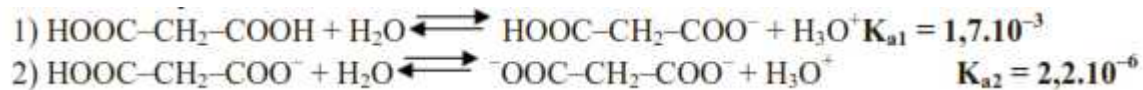
Calculer le pH de 500 mL d'une solution aqueuse préparée par dissolution de 2,675 g de chlorure d'ammonium NH_4Cl . Données $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g mol}^{-1}$ $M(\text{N}) = 14 \text{ g mol}^{-1}$

EXERCICE IX

L'acide carbonique (H_2CO_3) est un diacide faible. Calculer le pH et la concentration des diverses

espèces en présence dans une solution à 10^{-2} mol/L d'acide carbonique.

L'acide malonique $\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{COOH}$ est un diacide dont les deux acidités sont :



Quelle masse d'acide malonique faut-il dissoudre dans 1 litre d'eau pour obtenir une solution dont le pH soit 2,5?

EXERCICE X

Quelles sont les concentrations (initiales, avant dissociation ou réaction) C_0

- a) de l'acide acétique dans un mélange de 50 ml d'acide acétique molaire avec 150 ml d'eau?
- b) de l'ammoniac dans un mélange de 50 ml d'ammoniaque 0,100 M avec 150 ml d'ammoniaque 0,200 M ?
- c) de l'acide 2-chloro-2-méthylpropanoïque dans un mélange de 10,0 ml à 0,123 g/l avec 5 ml à 0,0030 M du même acide?

EXERCICE XI

Quelle est la molarité de l'ion chlorure dans l'eau régale = mélange de 5 parts en volume d'acide chlorhydrique fumant (38,32 %, $d=1,19$) avec une part en volume d'acide nitrique concentré (70,39%, $d=1,415$)?

EXERCICE XII

Calculer les pH des solutions obtenues en mélangeant a) 50 ml HI 0,050 M avec 50 ml H Br 0,75 M ; b) 50 ml NaOH 0,100 M avec 50 ml NaF 0,100 M ; c) 50 ml H Cl 0,2 M avec 50 ml AlCl_3 0,5 M (Al^{3+} aq = acide!).

EXERCICE XII

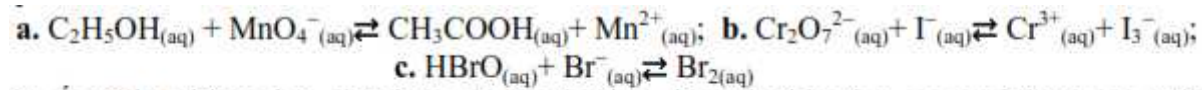
Quels sont les réactions qui se déroulent quand on mélange les solutions suivantes? Calculer aussi le pH obtenu.

- a) 500 ml H Cl 0,10 M et 500 ml NaOH 0,050 M
- b) 500 ml H Cl 0,10 M et 100 ml NH_3 0,20 M
- c) 500 ml H Cl 0,10 M et 500 ml NaOH 0,10 M
- d) 500 ml CH_3COOH 0,10 M et 500 ml NaOH 0,20 M

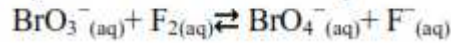
OXYDOREDUCTION

EXERCICE I

Équilibrer les équations chimiques des réactions d'oxydoréduction suivantes, qui se produisent en milieu acide :



2. Équilibrer l'équation chimique de la réaction d'oxydoréduction se produisant en milieu basique :



EXERCICE II

Préciser les nombres d'oxydation des éléments constitutifs des composés suivants : H_2SiO_3 ; PO_4^{3-} ; H_3AsO_3 ; HAsO_4^{2-} ; H_2SO_4 ; HClO_4 .

- a)** Même question pour : ClO_4^- ; ClO_3^- ; ClO_2^- ; ClO^- ; Cl_2 ; Cl^- . Écrire la demi-équation caractéristique du couple $\text{ClO}_4^-/\text{ClO}_3^-$ en milieu acide et en milieu basique.
b) Même question pour H_5IO_6 ; HIO_3 ; HOI ; I_2 ; I^- ; ICl_3 ; ICl_2^- . Écrire les demi-équations caractéristiques des couples $\text{HCOOH}/\text{CH}_3\text{OH}$; $\text{CH}_3\text{CHO}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$; $\text{H}_5\text{IO}_6/\text{IO}_3^-$; IO_3^-/I_2 ; HOI/I^- , en milieu acide.

EXERCICE III

Observer-t-on une réaction, et si oui laquelle,

A. Si l'on plonge

- a) une lame de fer (Fe) dans une solution de chlorure de zinc ZnCl_2 ?
- b) une lame de cuivre (Cu) dans une solution de chlorure de potassium KCl ?
- c) une lame de cadmium (Cd) dans une solution de nitrate d'argent AgNO_3 ?
- d) une lame d'aluminium (Al) dans une solution de sulfate de cuivre CuSO_4 ?

B. Si l'on met en présence

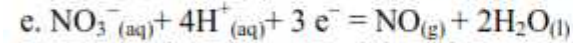
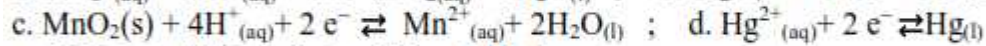
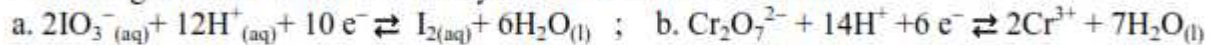
- e) du dibrome Br_2 et une solution d'iodure de potassium KI ?
- f) une solution de chlorure de fer (III) FeCl_3 et une solution de chlorure d'étain (II) SnCl_2
- g) du dichlore Cl_2 et du fer ?

Remarque : Utiliser la table des potentiels standard E°

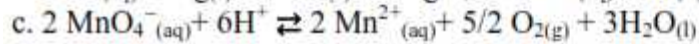
Exercice 4

A. Exprimer le potentiel correspondant aux demi-équations d'oxydoréduction suivantes.

Donner également les nombres d'oxydation de tous les éléments :



B. Calculer les constantes d'équilibres des réactions suivantes :



EXERCICE V

On réalise la pile suivante : $\text{Cr}/\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 // \text{AgNO}_3/\text{Ag}$

1. Donner un schéma de la pile en précisant le sens de circulation des électrons, le sens du courant, la polarité des électrodes et les équations chimiques aux électrodes.
2. écrire la réaction globale ayant lieu lorsque la pile débite (fournie du courant).
3. Calculer la force électromotrice de cette pile si les concentrations des deux solutions de nitrate de chrome et de nitrate d'argent sont initialement égales à $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
4. Calculer les concentrations finales en Ag^+ et Cr^{3+} lorsque la pile est usée.

Données : $E^\circ (\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = -0,74 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,799 \text{ V}$

EXERCICE VI

On associe par un pont salin une demi-pile obtenue en introduisant une plaque de zinc fraîchement décapée dans $V = 100 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de zinc (II), $\text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ de concentration $C = 0,10 \text{ mol/L}$ et une demi-pile obtenue en introduisant une tige d'argent dans $V' = 100 \text{ mL}$ d'une solution de nitrate d'argent, $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$, de concentration $C' = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$. Lors du fonctionnement de cette pile, la masse de l'électrode d'argent augmente alors que celle de l'électrode de zinc diminue. Cette pile fonctionne pendant 5,0 heures en débitant un courant d'intensité considéré comme constante $I = 15 \text{ mA}$. Un courant d'intensité considéré comme constante $I = 15 \text{ mA}$.

1. Écrire la réaction de fonctionnement de cette pile en précisant le sens d'évolution de ce système.
2. Quelle est la quantité d'électricité alors mise en jeu ?
3. Quelle est la variation de la masse de l'électrode d'argent pendant cette expérience ?
4. Quelle est la variation correspondante de la concentration des ions zinc (II) dans l'autre demi-pile ? Déterminer la concentration finale en ions zinc (II).

5. Déterminer la capacité de cette pile.

Donnée : $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C.mol}^{-1}$

EXERCICE VII

On réalise l'électrolyse de 250 mL d'une solution de chlorure de fer (III) de concentration $C = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ dans un tube en U avec des électrodes de graphite. On obtient un dégagement de dichlore à une électrode et des ions fer (II) à l'autre. L'électrolyse dure 15 minutes, l'intensité du courant électrique qui traverse l'électrolyseur maintenue constante et égale à 420 mA. La température est égale à 20°C et la pression vaut $p = 1,0 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

1. Ecrire l'équation de la réaction d'électrolyse en précisant le sens d'évolution du système considéré.
2. Quelle est la quantité d'électricité alors mise en jeu ?
3. Quelle est la concentration finale des ions fer (III) ?
4. Quel est le volume de dichlore Cl_2 qui s'est dégagé ?
5. Quelle est la concentration finale des ions chlorure ?

Données : $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$