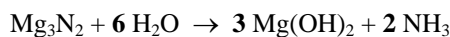
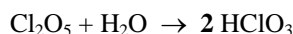
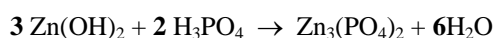
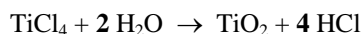


Module CHIM102A : DS n°1 (durée : 1 heure) : **CORRIGE**



Exercice n°1 : /2

Equilibrer les réactions suivantes :



Exercice n°2 : /2,5

On veut préparer 100 mL d'une solution de KCl à 10^{-2} M. La masse à peser pour une préparation directe étant faible, on commence par préparer une solution de KCl à 10^{-1} M que l'on diluera par la suite.

- a) Quelle masse faut-il peser pour préparer 100 mL d'une solution de KCl à 10^{-1} M ?

Masse de KCl à peser : 0,7455g

- b) Quel volume de cette solution faut-il prélever pour préparer 100 mL à solution de KCl à 10^{-2} M ?

On prélève 10mL de solution

- c) Préciser quel matériel vous devez utiliser et comment procéder pour effectuer cette dilution.

On utilise une pipette pour prélever les 10mL et un jaugé pour diluer à 100mL

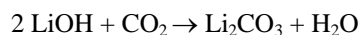
Masses molaires : K : 39,098 g.mol⁻¹ ; Cl : 35,453 g.mol⁻¹ ;

Exercice n°3 : /3

L'absorption de dioxyde de carbone par l'hydroxyde de lithium produit du carbonate de lithium et de l'eau. Cette réaction a été mise à profit pour absorber le CO₂ produit par la respiration des astronautes lors des vols d'Apollo dans les années 1960 et 1970.

Dans un récipient on met 0,15 mole de LiOH et 0,08 mole de CO₂.

- a) Ecrire la réaction chimique.



- b) Lequel des deux est le réactif limitant ?

LiOH est le réactif limitant

- c) La réaction s'arrête quand le réactif limitant a entièrement disparu. Quelle est la masse de carbonate de lithium produit ?

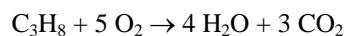
on obtient 5,54g de Li₂CO₃

Masses molaires : H : 1,008 g.mol⁻¹ ; Li : 6,939 g.mol⁻¹ ; C : 12,011 g.mol⁻¹ ; O : 15,999 g.mol⁻¹ ;

Exercice n°4 : /2

Une masse m de propane C₃H₈ est brûlée en présence d'oxygène en excès. La masse d'eau formée par cette réaction est de 108 grammes.

- a) Ecrire la réaction chimique.



- b) Rappeler la relation qui permet de calculer l'avancement ξ d'une réaction.

$$\xi = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}(t) - n_{\text{H}_2\text{O}}(0)}{4}$$

- c) Calculer l'avancement ξ pour la combustion du propane.

$$\xi = 1,5$$

Masses molaires : H : 1,008 g.mol⁻¹ ; O : 15,999 g.mol⁻¹ ;

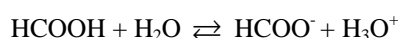
Exercice n°5 : /6

Une solution d'acide méthanoïque HCOOH de concentration 10^{-1} mol.L⁻¹ a un pH de 2,4.

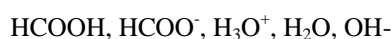
- a) L'acide méthanoïque est-il un acide fort ? Justifier.

Pour un acide fort : pH = -log(C) = 1 < pH de la solution : HCOOH est un acide faible

- b) Ecrire son équilibre de dissociation dans l'eau.



- c) Identifier les espèces chimiques en solution.



d) Calculer les concentrations de toutes ces espèces chimiques.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,4} \text{ M} \quad [\text{OH}^-] = 10^{-11,6} \text{ M}$$

$$[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] \approx [\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{HCOOH}] = C - [\text{HCOO}^-] = 9,6 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

e) En déduire le pK_a du couple considéré.

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = 1,65 \cdot 10^{-4} \Rightarrow \text{pK}_a = 3,8$$

f) Calculer le coefficient de dissociation de l'acide méthanoïque dans cette solution.

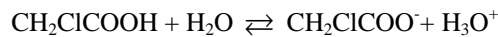
$$\alpha = \frac{[\text{HCOO}^-]}{C_a} = 0,04$$

On prendra $K_e = 10^{-14}$

Exercice n°6 : /4,5

Soit une solution d'acide chloroacétique CH_2ClCOOH à $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$.

a) Ecrire la réaction de dissociation de cet acide dans l'eau.



b) Ecrire les différentes relations permettant le calcul du pH de la solution

$$\text{C.M.} \quad [\text{CH}_2\text{ClCOO}^-] + [\text{CH}_2\text{ClCOOH}] = C_a$$

$$\text{E.N.} \quad [\text{CH}_2\text{ClCOO}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$K_e = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_2\text{ClCOO}^-]}{[\text{CH}_2\text{ClCOOH}]}$$

c) En déduire sa valeur sachant que le pK_a vaut 2,85.

$$\text{pH} = \frac{1}{2} [\text{pK}_a - \log C_a] = 1,57$$

d) Vérifier les hypothèses de calcul

$$[\text{CH}_2\text{ClCOOH}] \gg [\text{CH}_2\text{ClCOO}^-] \quad \text{ou} \quad C_a \gg [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,027 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$$

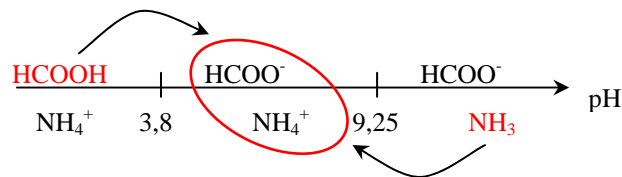
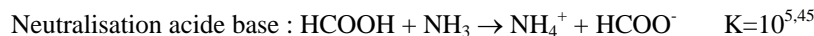
On prendra $K_e = 10^{-14}$

Module CHIM102A : DS n°2 (durée : 1h30) : CORRIGE

Exercice n°1 : /2

On mélange en quantités identiques de l'acide formique et de l'ammoniac.

Quelles sont les espèces majoritaires à l'équilibre? Dans quel domaine se situe le pH ?

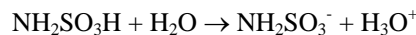


Données : $\text{pKa}(\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-) = 3,80$; $\text{pKa}(\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3) = 9,25$

Exercice n°2 : /4

Un sachet de détartrant pour cafetière porte l'indication : « acide sulfamique : 1 g ». C'est un monoacide fort AH de formule $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}$.

a) Ecrivez la réaction de dissolution de cet acide dans l'eau.



b) On dissout le sachet dans 100 mL d'eau. Quel le pH de la solution obtenue ?

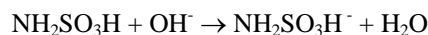
$$\text{pour un acide fort : } \text{pH} = -\log(\text{C}_a) = -\log(10/97,093) = 0,99$$

Afin de déterminer la quantité réelle d'acide sulfamique dans le sachet, on prélève 20 mL de la solution précédente que l'on dose par une solution aqueuse de soude de concentration $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$.

c) Quel est le pH de la solution de soude ?

$$\text{la soude est une base forte : } \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log(\text{C}_b) = 13$$

d) Ecrivez l'équation-bilan du dosage.



L'équivalence est obtenue pour un volume de soude versé : $V_{\text{eq}} = 20,8 \text{ mL}$.

e) Quel est le pH de la solution à l'équivalence ?

$$\text{neutralisation d'un acide fort par une base forte : } \text{pH} = 7$$

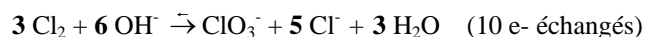
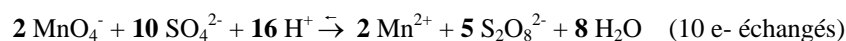
f) Quelle est la masse d'acide sulfamique contenue dans les 100 mL de la solution préparée à partir du sachet de détartrant ? L'indication portée sur le sachet est-elle confirmée ?

$$\text{C}_a = \frac{\text{C}_b \times V_{\text{eq}}}{V_a} = \frac{0,1 \times 20,8}{20} = 0,104 \text{ M} \quad m(\text{AH sachet}) = 0,104 \times 0,1 \times 97 = 1,01 \text{ g} \quad \text{indication correcte}$$

Masses molaires : $S = 32,064 \text{ g.mol}^{-1}$; $H = 1,008 \text{ g.mol}^{-1}$; $O = 15,994 \text{ g.mol}^{-1}$; $N = 14,007 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice n°4 : /3

a) Equilibrer les réactions chimiques suivantes :



b) Pour la réaction 1, déterminer le sens dans lequel cette réaction peut être considérée comme totale en calculant la constante d'équilibre K.

$$\log K = \frac{n}{0,06} [E^\circ(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) - E^\circ(\text{S}_2\text{O}_8^{2-} / \text{SO}_4^{2-})] = -83 \Rightarrow K = 10^{-83}$$

la réaction totale a lieu dans l'autre sens !! ($1/K = 10^{83}$)

Données : $E^\circ(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$; $E^\circ(\text{S}_2\text{O}_8^{2-} / \text{SO}_4^{2-}) = 2,01 \text{ V}$

Exercice n°5 : /7

On associe par un pont salin une demi-pile obtenue en introduisant une plaque de zinc fraîchement décapée dans 100 mL d'une solution de sulfate de zinc ZnSO_4 de concentration 0.1 mol.L^{-1} et une demi-pile obtenue en introduisant une tige d'argent dans 100 mL d'une solution de nitrate d'argent AgNO_3 de concentration $5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Lors du fonctionnement de cette pile, la masse de l'électrode d'argent augmente alors que celle de zinc diminue. Cette pile fonctionne pendant 5 heures en débitant un courant d'intensité considérée comme constante de 15 mA.

a) Déterminer le potentiel de chacune des électrodes.

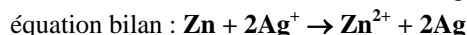
$$\text{électrode de zinc : } E_1 = E^\circ(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) + \frac{0,06}{2} \log[\text{Zn}^{2+}] = -0,79 \text{ V}$$

$$\text{électrode d'argent : } E_2 = E^\circ(\text{Ag}/\text{Ag}^+) + \frac{0,06}{1} \log[\text{Ag}^+] = 0,72 \text{ V}$$

b) En déduire les polarités réelles de la pile. Quelle est la nature des réactions se produisant à la surface des électrodes lorsque la pile débite ? Donner leur équation et en déduire l'équation bilan de fonctionnement.

L'électrode de **cui**vre est l'**anode** (pôle -) ; l'électrode d'argent est la **cat**hode (pôle +)

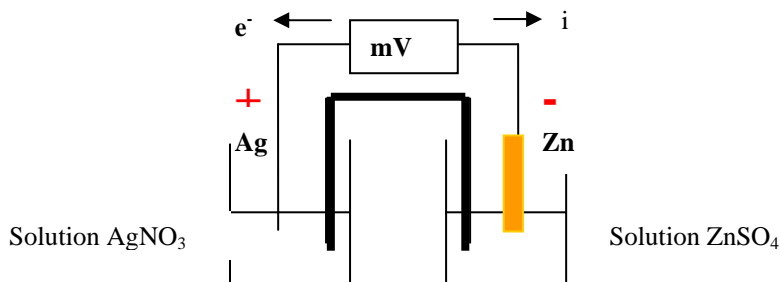
Oxydation du zinc à l'anode : $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$ et réduction des ions Ag^+ à la cathode : $\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$



c) Quelle est la fem de la pile ainsi constituée ?

$$E_{\text{fem}} = E_2 - E_1 = 1,51 \text{ V}$$

d) Faire un schéma complet de la pile (sens des électrons, du courant, polarités des électrodes, ...)



e) Quelle est la quantité d'électricité mise en jeu ?

$$q = i(A) \times t(s) = 270 \text{ Coulomb}$$

f) En déduire la variation de la masse de l'électrode d'argent pendant cette expérience.

$$\text{On obtient } m = \frac{q}{F} \times M(\text{Ag}) = 0,30 \text{ g d'argent}$$

g) Déterminer la concentration finale en ions Zn^{2+} dans l'autre demi-pile.

$$\text{La concentration augmente } [\text{Zn}^{2+}] = \left(0,01 + \frac{2,8 \cdot 10^{-3}}{2}\right) \frac{1000}{100} = 0,114 \text{ mol.L}^{-1}$$

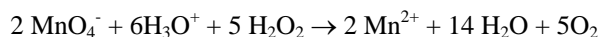
Données : $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $1F = 96480 \text{ Coulomb}$.

Masses molaires : $\text{Ag} = 107,87 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice n°6 : /4

Les lentilles de contact doivent être décontaminées et nettoyées après usage. Une solution d'eau oxygénée peut être utilisée à cet effet. Une de ces solutions annonce un titre massique en peroxyde d'hydrogène H_2O_2 : $t = 30 \text{ g.L}^{-1}$. Pour contrôler cette indication, on peut doser, après **acidification**, le peroxyde d'hydrogène contenu dans $V = 10 \text{ mL}$ de cette solution par une solution de permanganate de potassium KMnO_4 de concentration $C' = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$. Les ions MnO_4^- sont violets, les autres espèces sont incolores.

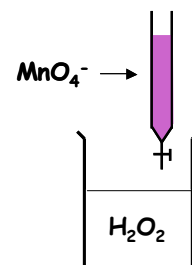
a) Etablir l'équation de la réaction de dosage.



b) Faire un schéma du poste de dosage et décrire le protocole à suivre : dispositif expérimental, verrerie utilisée, repérage de l'équivalence.

On prélève 10ml de solution H_2O_2 à la pipette ; on acidifie la solution en prélevant l'acide avec une éprouvette. On remplit la burette de KMnO_4

À l'équivalence : virage de l'incolore au violet



c) Le volume V'_{eq} versé à l'équivalence vaut 17,6 mL. Déterminer la concentration de la solution en peroxyde d'hydrogène. Le résultat est-il en accord avec la valeur annoncée ?

$$[\text{H}_2\text{O}_2] = \frac{5}{2} \frac{[\text{MnO}_4^-]}{V_{\text{H}_2\text{O}_2}} = 0,88 \text{ mol.L}^{-1} \text{ soit } 29,93 \text{ g.L}^{-1} : \text{le résultat est correct.}$$

Données : couples mis en jeu : $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ et $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$

Masses molaires : $\text{H} = 1,008 \text{ g.mol}^{-1}$; $\text{O} = 15,994 \text{ g.mol}^{-1}$