

Masse volumique de l'eau  $\rho=1000\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$   $R=8,31\text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$

I. Ecrire les équations de combustion complète des composés suivants :

1.  $\text{C}_6\text{H}_6$                                    $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$                                    $\text{C}_3\text{H}_8$                                    $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
2. Lesquels sont des alcanes ?

II. La formule brute de l'éthanol est  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  et sa densité est 0,79.

1. Ecrire l'équation de sa combustion complète dans le dioxygène.
2. On fait brûler 100mL d'éthanol pur.
  - a. Déterminer la quantité de matière et la masse de dioxygène consommée par cette combustion.
  - b. Déterminer la quantité de matière et la masse de dioxyde de carbone et d'eau produits par cette combustion.
  - c. Le dioxygène et le dioxyde de carbone étant gazeux dans les conditions ordinaires, déterminer le volume occupé par le dioxygène consommé et le volume de dioxyde de carbone formé. Volume molaire gazeux :  $24\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$

III. Une pièce en fer est plongée dans 100mL d'une solution contenant des ions argent  $\text{Ag}^+$ .

1. Montrer qu'une réaction peut avoir lieu et donner son équation-bilan.
2. En supposant que l'intensité du "courant" d'oxydo-réduction est 10mA, déterminer la durée nécessaire pour que 200mg d'argent se dépose.
3. Déterminer la quantité de matière de fer qui se dissout pendant cette durée.
4. Déterminer la masse de fer métallique perdue
5. Calculer la quantité de matière d'ions fer dans la solution et leur concentration en fin d'opération.

$M_{\text{Fe}}: 55,6\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$      $M_{\text{Ag}}: 107,9\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$      $E^0 \text{Ag}^+/\text{Ag} = 0,80\text{ V}$      $E^0 \text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44\text{ V}$

IV. Une solution de potasse KOH contient des ions  $\text{K}^+$  et  $\text{HO}^-$ , à la concentration de  $0,25\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

1. Déterminer la concentration en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans cette solution et calculer son pH.
2. On prélève un volume  $V=450\text{mL}$  de cette solution, et on ajoute progressivement de l'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ) de concentration  $0,10\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , jusqu'à ce que le pH du mélange soit égal à 7.
  - a. Ecrire l'équation de la réaction qui se produit
  - b. Calculer le volume d'acide chlorhydrique ajouté.

V. La combustion du soufre dans l'air produit du dioxyde de soufre gazeux  $\text{SO}_2$

1. Ecrire l'équation de cette combustion
2. On réalise la combustion complète d'une masse  $m$  inconnue de soufre dans le dioxygène. Le dioxyde de soufre formé est ensuite dissous dans un volume  $V_1=500\text{mL}$  d'eau.

On ajoute progressivement à la solution ainsi produite une solution acide de permanganate de potassium  $\text{K}^+$ ,  $\text{MnO}_4^-$ . Les ions  $\text{MnO}_4^-$  sont violets.

Au début on constate que le mélange obtenu est incolore, puis à partir d'un certain volume de solution acide de permanganate de potassium, on constate que le mélange est violet.

- a. Expliquer ce changement de couleur.
- b. Le changement de couleur se produit pour un volume  $V_2=21\text{mL}$  de solution de permanganate de potassium ajouté. La concentration de la solution de permanganate de potassium utilisée  $S_2$  est  $C_2=1,0\cdot 10^{-1}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$   
Déterminer la quantité de matière d'ions  $\text{MnO}_4^-$  ajoutés lors du changement de couleur
- c. L'équation de la réaction qui se produit est



La concentration de la solution de permanganate de potassium utilisée  $S_2$  est  $C_2=1,0\cdot 10^{-1}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Déterminer la quantité de matière de dioxyde de soufre initialement présente dans la solution.

- d. En déduire la masse initiale de soufre utilisé.

$M_{\text{S}}=32,1\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

VI. Une installation a rejeté  $V=625\text{L}$  d'une solution aqueuse.

1. Une mesure rapide au papier pH indique une valeur du pH de la solution voisine de 3.
  - a. Comment peut-on qualifier une telle solution, d'après la valeur de son pH ?

Masse volumique de l'eau  $\rho=1000\text{kg.m}^{-3}$   $R=8,31\text{ J.K}^{-1}$

- b. Quelle est l'espèce ionique responsable de cette valeur du pH ?
  - c. Calculer sa concentration approximative dans la solution.
2. Une étude plus précise permet de conclure que dans cette solution la concentration des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  est  $[\text{H}_3\text{O}^+]=1,6.10^{-3}\text{ mol.L}^{-1}$ .  
Déterminer la quantité de matière d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  contenue dans 625L de solution.
3. On désire neutraliser cette solution. Pour cela on ajoute de la soude NaOH en granulés. La mise en solution de la soude produit les ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{HO}^-$ .
- a. Que signifie ici "neutraliser" et quelle valeur de pH souhaite-t-on atteindre par cette opération?
  - b. Ecrire l'équation de la réaction qui se produit lorsqu'on ajoute la soude dans la solution contenant les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ .
  - c. Déterminer la masse de soude nécessaire pour faire réagir en totalité les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  contenus dans 625L de solution.
  - d. Par quel moyen, autre que l'utilisation du papier pH, peut-on vérifier que le but de l'opération est atteint?
4. La quantité et la concentration des effluents peuvent varier d'un jour à l'autre. Un autre jour, on obtient 300L de solution aqueuse de densité  $d=1,0$ . La neutralisation de cette solution nécessite 32g de granulés de soude.
- a. Déterminer la concentration en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans cette solution
  - b. La réaction de neutralisation est très exothermique et produit, pour 32g de soude solide ajoutée, une quantité de chaleur  $Q=80\text{ kJ}$ .  
L'opération de neutralisation entraîne-t-elle un réchauffement perceptible de la solution, et si oui de combien sa température s'élève-t-elle ?  
*On prendra comme valeur de la capacité thermique de la solution celle de l'eau:*  
 $C=4180\text{ J.K}^{-1}.\text{kg}^{-1}$

VII.1 faraday =  $96500\text{ C.mol}^{-1}$  ; masse molaire atomique du zinc  $M(\text{Zn}) = 64,2\text{ g.mol}^{-1}$

Couples	$\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	$\text{H}^+ / \text{H}_2$	$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$	$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$	$\text{Al}^{3+} / \text{Al}$	$\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$
$E^0\text{ (V)}$	1,23	0,34	0	-0,44	-0,78	-1,66	-2,37

1. Une canalisation en acier C (assimilable à du fer) est enterrée dans un milieu humide. Dans ces conditions elle est surtout soumise à l'action de l'oxydant  $\text{H}^+$  appartenant au couple  $\text{H}^+ / \text{H}_2$ . Ecrire l'équation de la réaction entre Fe et  $\text{H}^+$ .
2. Lorsqu'une canalisation est exposée à l'air en présence d'humidité, elle est alors principalement soumise à l'action de l'oxydant  $\text{O}_2$  appartenant au couple  $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$ , dont la demi-réaction rédox est  
 $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$ . Ecrire l'équation de la réaction entre le fer et le dioxygène en milieu humide.
3. Pour protéger la canalisation, on relie celle-ci à une des bornes d'un générateur G. L'autre borne du générateur est reliée à une autre électrode E en graphite. A quelle borne du générateur doit-on relier la canalisation ? Schématiser le dispositif et indiquer le sens de circulation du courant et des électrons.  
Quelle électrode (C ou E) est cathode ? A quelle électrode se produit-il une oxydation ? Comment nomme-t-on ce type de protection ?
4. On enlève le générateur et on relie C à une électrode en zinc de masse 1 kg :
  - a. La canalisation est-elle protégée ? Quelle électrode est anode ? Comment nomme-t-on ce type de protection ?
  - b. Quelle est l'intensité moyenne du courant de corrosion si la protection dure 5 ans (on suppose que tout le zinc est consommé au bout de 5ans) ?
5. Si la canalisation (non protégée par une des méthodes précédentes) entre en contact avec une pièce en cuivre, quelles en sont les conséquences ?