



## Exercice 1

Écrire les demi-équations électroniques des couples Oxydant/Réducteur suivants :



## Exercice 2

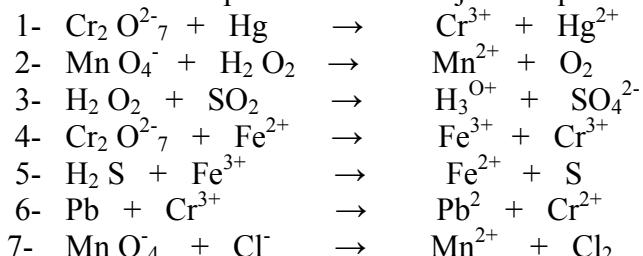
Soit les couple Ox/Red suivante :  $Cr_2O_7^{2-}_{(s)} / Cr^{3+}_{(aq)}$  et  $CH_3CO_2H_{(aq)} / CH_3CH_2OH_{(g)}$ .

1- Écrire les demi-équations électroniques des couples Oxydant/Réducteur suivants :

1- Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui traduit la transformation entre l'éthanol et les ions dichromate.

## Exercice 3

Identifier les couples redox mis en jeu et équilibrer les équations dans un milieu acide .



## Exercice 4

Écrire les demi-équations électroniques puis l'équation de la réaction qui se produit entre :

1- le fer métallique et les ions  $H^+_{(aq)}$  de l'acide chlorhydrique conduisant à la formation d'ions  $Fe^{2+}$ .

2- le fer métallique et les ions  $NO_3^-$  de l'acide nitrique conduisant à un dégagement de monoxyde d'azote.

Données : couples redox  $Fe^{2+}_{(aq)} / Fe_{(s)}$  ;  $H^+ / H_2(g)$  ;  $NO_3^-_{(aq)} / NO_{(g)}$  ;

## Exercice 5

On fait barboter pendant quelques minutes du sulfure d'hydrogène de formule  $H_2S$  dans 50 ml d'une solution de chlorure de fer III de concentration  $C=0,5$  mol/L. Un précipité jaune de soufre S apparaît. L'addition de la soude à la solution obtenue par filtration donne un précipité vert d'hydroxyde de fer II caractéristique des ions  $Fe^{2+}$ .

1- Interpréter ces observations en écrivant les demi équations des réactions qui viennent d'avoir lieu.

2- Donner les deux couples redox mis en jeu dans la première réaction.

3- Calculer le volume de  $H_2S$  nécessaire pour réduire tout les ions  $Fe^{2+}$ .

4- Quelle est la concentration de la solution obtenue en ions  $Fe^{2+}$ .

5- calculer la masse de soufre ( S ) formé au cours de cette réaction

## Exercice 6

On introduit une masse  $m_1 = 0,270$  g de poudre d'aluminium dans un volume  $V_2 = 24$  mL de solution d'acide chlorhydrique ( $H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ ) de concentration  $c_2 = 1,00$  mol.L<sup>-1</sup>. Des ions aluminium (III)  $Al^{3+}_{(aq)}$  se forment et du dihydrogène  $H_2(g)$  se dégage.

1- Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui traduit la transformation observée.

2- Quelle espèce chimique joue le rôle d'oxydant ? de réducteur ?

3- Quelle espèce chimique est oxydée ? réduite ?

4- Construire le tableau d'avancement ; En déduire la composition finale en quantité de matière du système étudié.

5) Quel est le volume de dihydrogène dégagé dans les conditions de l'expérience à la température de 20°C sous la pression de 10<sup>5</sup> Pa ?

Données : Couples :  $Al^{3+}_{(aq)} / Al_{(s)}$  ;  $H^+_{(aq)} / H_2(g)$  . Masse molaire  $M(Al) = 27,0$  g.mol<sup>-1</sup>

Constante des gaz parfaits :  $R = 8,31$  Pa.m<sup>3</sup>.K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>

## Exercice 7

L'acide oxalique  $C_2H_2O_4$  a pour oxydant conjugué  $CO_2$ .

1- Ecrire la ½ équation de la réaction.

2- On prépare une solution de volume  $V = 1$  litre en dissolvant 18g d'acide oxalique dans l'eau pure. Un prélèvement de 10 ml réagit avec une solution de permanganate de potassium en milieu acide.

La concentration de la solution de permanganate de potassium est de 0,032 mol. l<sup>-1</sup>.

2-1- Ecrire l'équation d'oxydo réduction et préciser le couples redox.

2-2- Quel est le volume minimum de la solution de permanganate nécessaire pour faire réagir toute la quantité d'acide oxalique.