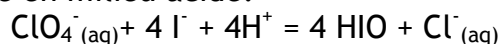


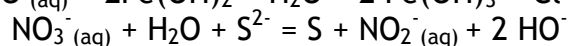
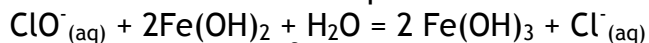
EX : Oxydo-réduction

I) Equilibrage

Equilibrer l'équation suivante en milieu acide.



Equilibrer les équations suivantes en milieu basique.



II) Action de l'acide nitrique sur l'aluminium

On fait réagir 2,7 g d'aluminium sur 50,0 mL d'acide nitrique de concentration 0,100 mol.L⁻¹. Il se forme des ions aluminium et un dégagement gazeux d'ammoniac.

1) Ecrire et équilibrer l'équation de la réaction.

2) Calculer en fin de réaction la masse des produits solides restant et les concentrations en ions en solution.

Données : $E^\circ (\text{Al}^{3+} / \text{Al}) = -1,68 \text{ V}$

$E^\circ (\text{NO}_3^- / \text{NH}_3) = 0,87 \text{ V}$

L'aluminium a un numéro atomique égal à 13 et une masse atomique égale à 27,0 g.mol⁻¹.

III) Action de l'acide nitrique sur l'aluminium

On constitue une pile à l'aide d'une électrode constituée du couple (Ag⁺(aq)/Ag(s)) et d'une électrode constituée par le couple (Cr₂O₇²⁻/Cr³⁺). Ce dernier couple est obtenu en utilisant une solution de dichromate de potassium, une solution de sulfate de chrome (III) et une solution d'acide sulfurique.

Les conditions de l'expérience sont les conditions standards.

1) Donner la formule chimique de la solution de dichromate de potassium ainsi que sa concentration.

2) Donner la formule chimique de la solution de sulfate de chrome (III) ainsi que sa concentration.

3) Donner la formule chimique de la solution d'acide sulfurique ainsi que sa concentration.

4) Comment réaliser l'électrode (Ag⁺(aq)/Ag(s)) ? Donner la concentration de la solution utilisée.

5) Faire le schéma de la pile ainsi constituée. Préciser les polarités en les justifiant. Indiquer le sens du courant traversant le circuit et le circuit du mouvement des électrons.

6) Calculer la force électromotrice de la pile en début de fonctionnement.

Données : $E^\circ (\text{Ag}^+ (\text{aq}) / \text{Ag}(\text{s})) = 0,80 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V}$

IV)

Calculer le potentiel de chacune des électrodes suivantes à 25°C, par rapport à l'électrodestandard à hydrogène :

1) lame d'aluminium plongeant dans une solution de chlorure d'aluminium de concentration 2,5.10⁻² mol.L⁻¹.

2) lame de platine plongeant dans une solution à 1,0.10⁻¹ mol.L⁻¹ en ions sulfate et 1,0.10⁻⁴ mol.L⁻¹ en ions peroxodisulfate S₂O₈²⁻.

3) lame de platine recouverte de noir de platine sur laquelle arrive du dichlore gazeux à la pression de 0,8 bar et plongeant dans une solution d'acide chlorhydrique à 0,050 mol.L⁻¹.

Données : $E^\circ (\text{Al}^{3+} / \text{Al}(\text{s})) = -1,66 \text{ V}$; $E^\circ (\text{S}_2\text{O}_8^{2-} / \text{SO}_4^{2-}) = 2,00 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cl}_2(\text{g}) / \text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$.

V)

Les ions cyanure CN^- doivent être éliminés après utilisation industrielle en raison de leur forte toxicité. Il faut travailler en milieu basique. On utilise les ions hypochlorites ClO^- qui se réduisent en ions Cl^- . L'ion CN^- s'oxyde en CO_3^{2-} et $\text{N}_2(\text{g})$.

1) Ecrire l'équation de la réaction

2) Quel volume de la solution d'ions hypochlorites ClO^- à $0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ faut-il utiliser pour oxyder $0,0010$ moles d'ions CN^- ?

VI)

On plonge une lame de cuivre dans une solution de sulfate ferreux (cas 1) et une autre dans une solution de nitrate d'argent (cas 2).

1. Donner les formules des solutions de sulfate ferreux et de nitrate d'argent.

2. Qu'observe-t-on dans chaque cas ? Expliquer.

3. Calculer le potentiel d'une demi-pile composée d'une lame de platine plongeant dans une solution contenant $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ d'ions ferreux et $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ d'ions ferriques.

4. Calculer le potentiel d'une demi-pile composée d'une lame de cuivre plongeant dans une solution contenant $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ d'ions cuivriques.

5. On associe ces deux demi-piles.

5.1. Faire un schéma de la pile en indiquant les polarités des électrodes, le sens de circulation des électrons dans le circuit extérieur.

5.2. Quelle est la f.e.m de cette pile ?

5.3. Ecrire l'équation de la réaction de fonctionnement.

5.4. Calculer la constante d'équilibre relative à la réaction. Calculer le quotient réactionnel en début de réaction. Que peut-on en conclure ?

Données :

$E^\circ(\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Fe}_{(\text{s})}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+_{(\text{aq})}/\text{Ag}_{(\text{s})}) = 0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}/\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}) = 0,77 \text{ V}$;

$E^\circ(\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Cu}_{(\text{s})}) = 0,34 \text{ V}$