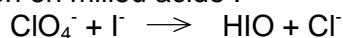


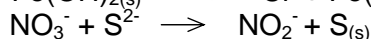
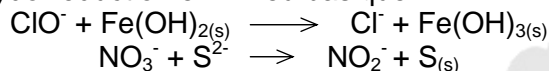
## REACTIONS D'OXYDOREDUCTION

### Exercice 1

Ecrire l'équation d'oxydo-réduction en milieu acide :



Ecrire les équations d'oxydo-réduction en milieu basique:



---

### Exercice 2

On fait réagir 2,7g d'aluminium sur 50,0 mL de solution d'acide nitrique à 0,100 mol.L<sup>-1</sup>. Il se forme des ions aluminium et il se dégage de l'ammoniac.

1. Ecrire l'équation de la réaction.
2. Calculer en fin de réaction la masse des produits solides restants et les concentrations des ions en solution.

Données :  $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}(\text{s})) = -1,68 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NH}_3) = 0,87 \text{ V}$

L'aluminium a un numéro atomique égal à 13 et une masse atomique égale à 27,0 g.mol<sup>-1</sup>.

---

### Exercice 3

On constitue une pile à l'aide d'une électrode constituée du couple (Ag<sup>+</sup>(aq)/Ag(s)) et d'une électrode constituée par le couple (Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>/ Cr<sup>3+</sup>). 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<sup>+</sup>(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 :  $E^\circ(\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})) = 0,80 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/ \text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V}$

---

### Exercice 4

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

1. lame d'aluminium plongeant dans une solution de chlorure d'aluminium de concentration 2,5 10<sup>-2</sup> mol.L<sup>-1</sup>.
2. lame de platine plongeant dans une solution à 1,0×10<sup>-1</sup> mol.L<sup>-1</sup> en ions sulfate et 1,0×10<sup>-4</sup> mol.L<sup>-1</sup> en ions peroxydisulfate S<sub>2</sub>O<sub>8</sub><sup>2-</sup>.

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<sup>-1</sup>.

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

---

#### Exercice 5 : Pile

Une pile est constituée par les deux demi-piles suivantes :

- lame de plomb dans une solution à 0,100 mol.L<sup>-1</sup> de nitrate de plomb.
- lame d'argent dans une solution à 0,050 mol.L<sup>-1</sup> de nitrate d'argent.

1. Calculer le potentiel de chaque électrode.
2. Faire un schéma où seront indiqués les polarités de chaque électrode, le sens de circulation des électrons et du courant.
3. Ecrire les demi-équations électroniques relatives à chaque électrode et l'équation globale de fonctionnement.
4. Calculer la f.e.m en début de fonctionnement.

Données :  $E^\circ(\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag(s)}) = 0,80 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{Pb}^{2+}(\text{aq})/\text{Pb(s)}) = -0,13 \text{ V}$

---

#### Exercice 6 (annale 2004)

Une pile est constituée à partir de deux demi-piles, reliées par un pont salin :

-demi-pile 1 : un fil d'argent de 1.08g plongeant dans une solution contenant des ions Ag<sup>+</sup> à la concentration 0,10 mol.L<sup>-1</sup>

-demi-pile 2 : une lame de platine plongeant dans une solution contenant des ions Fe<sup>2+</sup> à la concentration 0.20 mol.L<sup>-1</sup> et des ions Fe<sup>3+</sup> à la concentration 0,20 mol.L<sup>-1</sup>.

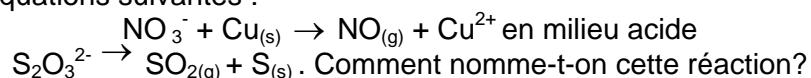
La réaction (1)  $\text{Fe}^{2+} + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag(s)} + \text{Fe}^{3+}$  a pour constante  $K=3,0$  à 25°C. Elle peut se produire, dans un sens à déterminer, lorsque la pile débite.

1. Donner l'expression du quotient de réaction  $Q_r$  pour la réaction (1). Calculer sa valeur dans l'état initial, avant que la pile débite.
2. En déduire alors dans quel sens la réaction a lieu lorsque la pile débite.
3. Préciser la nature de l'anode et de la cathode de cette pile.
4. Faire un schéma annoté de la pile ; indiquer le sens du passage du courant et le sens du déplacement des électrons. Indiquer les polarités de la pile.
5. Donner les équations des réactions qui se produisent à chaque électrode.
6. On laisse la pile débiter et on constate au bout d'un certain temps que le fil d'argent a complètement disparu. Déterminer la quantité d'électricité qui a alors traversé le circuit.

---

#### Exercice 7

Equilibrer les équations suivantes :



---

### Exercice 8 (extrait de Orléans –Tours 1984)

On constitue la pile de concentration suivante :

-compartiment n°1 : électrode d'argent ; solution de nitrate d'argent de concentration  $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

-compartiment n°2 : électrode d'argent ; solution de nitrate d'argent de concentration  $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

1. Exprimer le potentiel pris par chacune des électrodes de façon littérale. Calculer les deux potentiels d'électrode.
2. Représenter la pile.
3. Déterminer la force électromotrice de la pile ainsi constituée.

Données :  $E^\circ(\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})) = 0,80 \text{ V}$

---

### Exercice 9

Soient les couples  $(\text{Cu}^+(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s}))$  ( $E^\circ_1 = 0,51 \text{ V}$ ) et  $(\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}^+(\text{aq}))$  ( $E^\circ_2 = 0,17 \text{ V}$ ).

1. Montrer que les solutions cuivreuses (ions cuivre (I)) ne sont pas stables et écrire l'équation de la réaction qui s'y établit.
  2. Définir puis calculer la constante d'équilibre de cette réaction.
  3. En déduire les concentrations molaires en ions  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  et en ions  $\text{Cu}^+(\text{aq})$  à l'équilibre quand on réalise une solution initialement à  $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$  en ions cuivre (I).
- 

### Exercice 10

Les ions cyanure  $\text{CN}^-$  doivent être éliminés après utilisation industrielle en raison de leur forte toxicité. Il faut travailler en milieu basique. On utilise les ions hypochlorites  $\text{ClO}^-$  qui se réduisent en ions  $\text{Cl}^-$ . L'ion  $\text{CN}^-$  s'oxyde en  $\text{CO}_3^{2-}$  et  $\text{N}_2(\text{g})$ .

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

### Exercice 11

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 :

$E^\circ(\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe}(\text{s})) = -0,44 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})) = 0,80 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})) = 0,77 \text{ V}$  ;  
 $E^\circ(\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})) = 0,34 \text{ V}$

---

### Exercice 12

On étudie la pile constituée par les deux demi-piles suivantes:

-demi-pile n°1 : Electrode de platine plongeant dans un mélange d'ions  $\text{MnO}_4^-$  ( $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ ) et d'ions  $\text{Mn}^{2+}$  ( $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ). Le pH de cette solution est 2.

-demi-pile n°2 : Electrode de platine plongeant dans un mélange d'ions  $\text{Sn}^{2+}$  ( $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ) et d'ions  $\text{Sn}^{4+}$  ( $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ). Le pH de cette solution est 0.

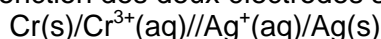
1. Définir le potentiel apparent pour le couple ( $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ )
2. Déterminer le potentiel de chaque électrode.
3. Déterminer les polarités de la pile ainsi constituée.
4. Calculer la f.e.m de cette pile.
5. On se propose de doser à pH=0, une solution de  $\text{Sn}^{2+}$  par une solution de permanganate de potassium.
- 5.1. Ecrire l'équation de la réaction
- 5.2. Calculer la constante d'équilibre de cette réaction.
- 5.3. Est-ce judicieux de choisir cette réaction de dosage ?

Données :  $E^\circ(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$  à pH=0 ;  $E^\circ(\text{Sn}^{4+} / \text{Sn}^{2+}) = 0,15 \text{ V}$  à pH=0

---

### Exercice 13 (extrait de Orléans –Tours 1983)

On étudie la pile formée par la jonction des deux électrodes suivantes :



1. Quel est à  $25^\circ\text{C}$ , le potentiel pris par une lame d'argent plongeant dans une solution de nitrate d'argent de concentration molaire  $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$  ?
2. Quel est le potentiel pris par une lame de chrome plongeant dans une solution de sulfate de chrome (III) de concentration molaire  $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$  ?
3. Faire un schéma de la pile, indiquer sa polarité et le sens du courant. Ecrire les équations chimiques des réactions qui ont lieu aux électrodes. Ecrire l'équation de la réaction globale qui a lieu lorsque la pile débite.
4. Calculer la force électromotrice de la pile.
5. Calculer la constante d'équilibre de la réaction chimique. En déduire les concentrations finales en  $\text{Cr}^{3+}$  et en  $\text{Ag}^+$  quand la pile ne débite plus.

Données :  $E^\circ(\text{Cr}^{3+}(\text{aq})/\text{Cr}(\text{s})) = -0,740 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})) = 0,799 \text{ V}$