

Exercices sur les piles

URL source de document

<http://www.chimix.net/>

Document

Une demi pile est constituée d'un métal M plongeant dans une solution contenant les ions M^{n+} . Une pile est constituée par l'association de deux demi piles reliées électriquement ; la borne négative est constituée par le métal le plus réducteur: ce dernier s'oxyde et libère des électrons la fém d'une pile ou tension en circuit ouvert est toujours positive, égale à la différence des potentiels redox des couples mis en présence,

- La capacité (C ou Ah=3600 C) d'une pile est égale à l'intensité débitée (A) fois la durée de fonctionnement (s)
- L'énergie (J) mise en jeu est égale à la tension (V) aux bornes de la pile fois la capacité (C)
- La puissance (W) fournie est égale à la tension (V) aux bornes de la pile fois l'intensité (A)

Exercice 1

On plonge une lame de fer dans V=250 mL d'une solution de sulfate de cuivre ($CuSO_4$) de concentration $C=0,1 \text{ mol L}^{-1}$. A une date donnée, la masse de dépôt métallique obtenue est $m=0,635g$ $Fe=56$; $H=1$; $Cu=63,5 \text{ g mol}^{-1}$. couples en présence: $Cu^{2+} / Cu +0,34 \text{ V}$ $Fe^{2+} / Fe -0,44 \text{ V}$

1. Une réaction naturelle peut elle se produire? Si oui, écrire l'équation bilan
2. Déterminer les concentrations finales des ions Vérifier que la solution est électriquement neutre.
3. Quelle est la quantité d'électricité mise en jeu ?
4. Si on plonge une lame de cuivre dans une solution de sulfate de fer, une réaction naturelle peut elle se produire?

Corrigé

1. Une réaction naturelle a lieu entre le réducteur le plus fort Fe et l'oxydant le plus fort Cu^{2+}



2. quantité de métal cuivre déposé : $0,635/63,5 = 0,01 \text{ mol}$

0,01 mol d'ion Cu^{2+} réagit avec 0,01 mol de fer en donnant 0,01 mol de cuivre

quantité d'ions Cu^{2+} au départ : $0,1 \times 0,25 = 0,025 \text{ mol}$

| Désignation | Fe métal | Ion Cu^{2+} | Ion Fe^{2+} | Métal Cu déposé |
|---------------------|------------------------------|---------------|-----------------------|-----------------------|
| Quantité au départ | En excès | 0,025mol | 0 | 0 |
| Lors de la réaction | -0,01mol | -0,01mol | +0,01mol | +0,01mol |
| Bilan | $(x(Fe) - 0,01) \text{ mol}$ | 0,015mol | 10^{-2} mol | 10^{-2} mol |

Concentration des ions en solution :

| Les ions présents | Ion Cu^{2+} | Ion Fe^{2+} | Ion SO_4^{2-} |
|------------------------|-------------------|------------------|-----------------|
| Concentration en mol/L | $0,015/0,25=0,06$ | $0,01/0,25=0,04$ | Inchangée 0,1 |

La solution est électriquement neutre : $[Cu^{2+}] + [Fe^{2+}] = [SO_4^{2-}]$

3. Quantité d'électricité mise en jeu : Fe s'oxyde et donne Fe^{2+} et 2électrons

la quantité de matière(mol) des électrons est deux fois plus grande que celle du fer : $2 \cdot 10^{-2} = 210^{-2} \text{mol}$

la charge d'une mole d'électrons est 96500coulombs ou 1faraday.Donc , $Q = 96500 \cdot 210^{-2} = 1930 \text{C}$

4. Si on plonge une lame de cuivre dans une solution de sulfate de fer, il ne se passera rien.

Exercice 2

On plonge une masse $m=5 \text{ g}$ d'un bronze contenant en masse 23% d'étain dans $V=200 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique telle que la concentration en ion hydronium soit $C=1 \text{ mol L}^{-1}$. $\text{Sn}=118,7$; $\text{H}=1$; $\text{Cu}=63,5$; $\text{O}=16 \text{ g mol}^{-1}$. volume molaire $22,4 \text{ L mol}^{-1}$. Danger !! cuivre non attaqué

couples en présence: $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu} +0,34 \text{ V}$ $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2 \dots 0 \text{ V}$ $\text{Sn}^{2+} / \text{Sn} -0,14 \text{ V}$

1. Une réaction naturelle peut elle se produire? Si oui, écrire l'équation bilan
2. Quelles sont les quantité de matière initiale de chaque réactif? En déduire qui est en excès et de combien? Quels sont les concentrations finales des ions? Vérifier que la solution est électriquement neutre.
3. Quels sont la masse et le volume de dihydrogène formé ?
4. Quelle est la quantité d'électricité mise en jeu ?

Corrigé

1. Une réaction naturelle a lieu entre le réducteur le plus fort Sn et l'oxydant le plus fort H_3O^+ .



2. Quantité d'étain au départ : $0,23 \cdot 5 / 118,7 = 9,69 \cdot 10^{-3} \text{mol}$

Quantité d'ions H_3O^+ au départ ; $1 \cdot 0,2 = 0,2 \text{mol}$

d'après l'équation : pour $9,69 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de métal il faut $0,0194 \text{mol}$ de H_3O^+

donc **l'acide est en excès**

| Désignation | Sn métal | Ion H_3O^+ | Ion Sn^{2+} | H_2 |
|---------------------|----------------------------------|----------------------------|---------------------------------|---------------------------------|
| Quantité au départ | $9,69 \cdot 10^{-3} \text{mol}$ | $0,2 \text{mol}$ | 0 | 0 |
| Lors de la réaction | $-9,69 \cdot 10^{-3} \text{mol}$ | $-0,0194 \text{mol}$ | $9,69 \cdot 10^{-3} \text{mol}$ | $9,69 \cdot 10^{-3} \text{mol}$ |
| Bilan | 0 | $0,1806 \text{mol}$ | $9,63 \cdot 10^{-3} \text{mol}$ | $9,69 \cdot 10^{-3} \text{mol}$ |

Concentration des ions en solution :

| Les ions présents | Ion Sn^{2+} | Ion H_3O^+ | Ion Cl^- |
|------------------------|-------------------------------------|----------------------------|-------------------|
| Concentration en mol/L | $9,69 \cdot 10^{-3} / 0,2 = 0,0484$ | $0,18 / 0,2 = 0,9$ | Inchangée 1 |

La solution reste électriquement neutre : $2[\text{Sn}^{2+}] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-]$

3. Volume de dihydrogène : $9,69 \cdot 10^{-3} \cdot 22,4 = 0,217\text{L}$
 masse du dihydrogène $m = 2 \cdot 9,69 \cdot 10^{-3} = 0,0194\text{g}$

4. Quantité d'électricité mise en jeu : $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^-$
 donc quantité d'électrons $2 \cdot 9,69 \cdot 10^{-3} = 1,94 \cdot 10^{-2}\text{mol}$
 d'où la $Q = 1,94 \cdot 10^{-2} \cdot 96500 = 1872\text{C}$

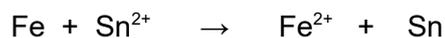
Exercice 3

On considère une pile fer étain mettant en jeu les couples Fe^{2+}/Fe -0,44 V et Sn^{2+}/Sn -0,14 V. Chaque demi pile contient $V=200$ mL de solution à $C=0,05$ mol L^{-1} . La masse de chaque électrode est $m=10\text{g}$. Cette pile débite un courant d'intensité constante $I=20$ mA pendant une durée $t=20$ H. $\text{Sn}=118,7$; $\text{H}=1$; $\text{Fe}=56$; $\text{O}=16$ g mol^{-1} . volume molaire $22,4$ L mol^{-1} .

1. Une réaction naturelle peut elle se produire? Si oui, écrire l'équation bilan
2. Quelle est la borne négative de la pile? Quelles sont les quantité de matière initiale de chaque réactif ?
3. Quelle est la quantité d'électricité mise en jeu ?
4. Quelles sont les quantité de matière finale des ions Sn^{2+} et Fe^{2+} ?
5. Pendant combien de temps la pile peut elle fonctionner si $I=20$ mA?

Corrigé

1. Une réaction naturelle a lieu entre le réducteur le plus fort Fe et l'oxydant le plus fort Sn^{2+}



2. le métal le plus réducteur Fe est la borne négative de la pile

Quantité de matière initiale de chaque réactif : Fe métal : $10/56 = 0,1786\text{mol}$;

ion Sn^{2+} : $0,05 \cdot 0,2 = 0,01\text{mol}$

3. Quantité d'électricité mise en jeu : $Q = I \cdot t = 0,02 \cdot (20 \cdot 3600) = 1440\text{C}$

4. Quantité d'électrons mises en jeu : $1440/96500 = 1,49 \cdot 10^{-2}\text{mol}$

$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$ la quantité d'électrons est deux fois plus grande que celle de fer ayant réagi par conséquent, la quantité de fer est $1,49 \cdot 10^{-2}/2 = 7,46 \cdot 10^{-3}\text{mol}$

| Désignation | Fe métal | Ion Sn^{2+} | Ion Fe^{2+} | Sn métal formé |
|---------------------|-----------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|
| Quantité au départ | 0,1786mol | 0,01mol | 0 | 0 |
| Lors de la réaction | $-7,46 \cdot 10^{-3}$ | $-7,46 \cdot 10^{-3}$ | $+7,46 \cdot 10^{-3}$ | $+7,46 \cdot 10^{-3}$ |
| Bilan | 0,1714mol | $2,54 \cdot 10^{-3}\text{mol}$ | $7,46 \cdot 10^{-3}\text{mol}$ | $7,46 \cdot 10^{-3}\text{mol}$ |

5. Quantité d'électricité mise en jeu lors de la disparition de 0,01 mol d'ion Sn^{2+} la quantité de matière d'électrons (mol) est deux fois plus grande que celle de Sn^{2+} ayant réagi $2 \cdot 10^{-2}$ mol ; la charge d'une mole d'électrons est 96500 coulombs ou 1 faraday $96500 \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 1930$ C durée de fonctionnement $1930 / 0,02 = 26,8$ h

Exercice 4

Que peut-il se passer quand ... Parmi les réactions, lesquelles sont des réactions d'oxydoréduction. On plonge une lame d'argent dans une solution de sulfate de cuivre.

On mélange une solution de nitrate de cuivre(II) et une solution de nitrate d'argent.

On mélange une solution de nitrate de cuivre(II) et une solution de soude.

On mélange une solution de nitrate d'argent et une solution de chlorure de cuivre(II).

$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ 0,34 V ; Ag^+ / Ag 0,8 V

Corrigé

Une réaction naturelle a lieu entre le réducteur le plus fort Cu et l'oxydant le plus fort Ag^+ ; $\text{Cu} + \text{Ag}^+$ donne $\text{Cu}^{2+} + \text{Ag}$ oxydoréduction. En plongeant une lame de cuivre dans une solution de nitrate d'argent, le métal argent se dépose sur le cuivre.

couples en présence: Ag^+ / Ag 0,8V
 $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ 0,34 V

ion Cu^{2+} et ion hydroxyde OH^- . Ces ions sont incompatibles en solution ; ils donnent un précipité d'hydroxyde de cuivre(II) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$ solide bleu

ion Ag^+ et ion chlorure Cl^- . Ces ions sont incompatibles en solution ; ils donnent un précipité de chlorure d'argent $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$ donne AgCl solide blanc

Exercice 5

Le volume de chaque solution est $V=200$ mL ; la concentration est $C=0,1$ mol L⁻¹. $Zn=65,4$; $Ni=58,7$ g mol⁻¹.
 Zn^{2+}/Zn -0,76 V et Ni^{2+}/Ni -0,23 V

1. Quelle est la borne négative de la pile? Écrire l'équation bilan de la réaction de fonctionnement.
2. Quelle est la fem de la pile?
3. Quelle est la variation de masse de l'électrode de nickel lorsque tous les ions nickel ont disparu de la solution ?
4. Quelle doit être la masse minimale de l'électrode de zinc ?
5. Quelle est la quantité d'électricité mise en jeu ?

Corrigé

1. Une réaction naturelle a lieu entre le réducteur le plus fort Zn et l'oxydant le plus fort Ni^{2+}

$\text{Zn} + \text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Ni}$ le métal le plus réducteur Zn constitue la borne négative

2. fem de la pile, grandeur positive égale à la différence des potentiels redox des couples mis en jeu : 0,53V

3. augmentation de masse de l'électrode de nickel

Quantité de matière d'ion Ni^{2+} concentration fois volume $0,1 \times 0,2 = 0,02$ mol $\text{Ni}^{2+} + 2$ électrons donne Ni
Quantité de matière de métal Ni = 0,02 mol masse de métal Ni : $0,02 \times 58,7 = 1,174$ g

4. diminution de masse de l'électrode de zinc $\text{Zn} + \text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Ni}$ la quantité de matière de zinc (mol) est égale à celle d'ion Ni^{2+} . 0,02 mol de zinc masse de métal Zn : $0,02 \times 65,4 = 1,31$ g

5. Quantité d'électricité mise en jeu $\text{Ni}^{2+} + 2 \text{électrons}$ donne Ni la quantité de matière d'électrons (mol) est deux fois plus grande que celle d'ion Ni^{2+} . $2 \times 0,02 = 0,04 \text{ mol}$ la charge d'une mole d'électrons est 96500 coulombs ou 1 faraday $96500 \times 0,04 = 3860 \text{ C}$

Exercice 6

L'eau de javel est fabriquée suivant la réaction $\text{Cl}_2 + 2(\text{Na}^+ + \text{OH}^-) \rightarrow \text{ClO}^- + \text{Cl}^- + 2 \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$

1. Quels sont les couples redox mis en jeu ?

Le degré chlorométrique ($^\circ\text{Chl}$) d'une eau de javel est le volume (litre) de Cl_2 gazeux qui a été utilisé pour préparer 1L de solution.

2. Quel volume de dichlore gazeux permet de préparer un berlingot de volume $V = 250 \text{ mL}$ d'eau de javel à $48 \text{ }^\circ\text{Chl}$. Quelle est la masse de soude nécessaire ?
3. Quelles sont les concentrations de tous les ions présents dans cette eau de javel? Vérifier que la solution est électriquement neutre. $\text{Na} = 23$; $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16 \text{ g mol}^{-1}$; volume molaire $22,4 \text{ L mol}^{-1}$.

Corrigé

1. le dichlore se dismute en milieu basique en ion chlorure Cl^- et hypochlorite ClO^- couples en présence: $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$ 1,36 V $\text{ClO}^- / \text{Cl}_2$ 0,9 V
 $\text{ClO}^- + \text{Cl}_2 + 2(\text{Na}^+ + \text{OH}^-) \rightarrow \text{ClO}^- + \text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$ est à la fois le réducteur d'un couple et l'oxydant d'un autre couple

2. volume de dichlore gazeux 48 L dans un litre d'eau de javel à $48 \text{ }^\circ\text{Chl}$ donc 12 L dans 0,25 L masse de soude nécessaire

Quantité de matière de dichlore $12 / 22,4 = 0,536 \text{ mol Cl}_2$ à 1 mol de dichlore correspond 2 moles de soude $0,536 \times 2 = 1,071 \text{ mol soude}$ masse de soude $1,071 \times (23 + 16 + 1) = 42,85 \text{ g}$

3. Concentrations des ions

| Les ions présents | Ion Na^+ | Ion Cl^- | Ion ClO^- |
|------------------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|
| Concentration en mol/L | $1,071 / 0,25 = 4,28$ | $0,536 / 0,25 = 2,14$ | $0,536 / 0,25 = 2,14$ |

La solution reste électriquement neutre : $[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{ClO}^-]$

Exercice 7

Le chrome est préparé par aluminothermie à partir de l'oxyde de chrome (III) et de l'aluminium . Il se forme de l'alumine Al_2O_3 et du chrome .

1. Écrire l'équation bilan

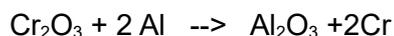
On mélange une masse $m = 10 \text{ g}$ d'oxyde de chrome(III) et $m_1 = 5 \text{ g}$ d'aluminium.

2. Quelle est la composition du mélange final ? $\text{Cr} = 52$; $\text{Al} = 27$; $\text{O} = 16 \text{ g mol}^{-1}$

Corrigé

1. Une réaction naturelle a lieu entre les réducteurs les plus forts Al et l'oxydant le plus fort Cr_2O_3

couples en présence: $\text{Cr}_2\text{O}_3 / \text{Cr}^{3+}$; $\text{Al}_2\text{O}_3 / \text{Al}$



quantité de Cr_2O_3 au départ : $10 / (2 \cdot 52 + 3 \cdot 16) = 6,58 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

quantité d'Al au départ : $5 / 27 = 0,185 \text{ mol}$

$6,58 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ Cr_2O_3 réagit avec $0,13 \text{ mol}$ Al en donnant $0,13 \text{ mol}$ de chrome

| Désignation | Al | Cr_2O_3 | Cr | Al_2O_3 |
|---------------------|---------------------------------|----------------------------------|----------|----------------------------------|
| Quantité au départ | 0,185 mol | $6,58 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ | 0 | 0 |
| Lors de la réaction | -0,13 | $-6,58 \cdot 10^{-2}$ | +0,13 | $+6,58 \cdot 10^{-2}$ |
| Bilan | $5,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ | 0 | 0,13 mol | $6,58 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ |

Composition finale du mélange :

| Les présents | Al métal | Cr | Al_2O_3 |
|--------------|-------------------------------------|------------------------------|--------------------------------------|
| Masse (g) | $5,3 \cdot 10^{-2} \cdot 27 = 1,43$ | $0,13 \cdot 52 = 6,86$ | $5,3 \cdot 10^{-2} \cdot 102 = 6,71$ |
| %massique | $1,43 / 15 \cdot 100 = 9,6$ | $6,86 / 15 \cdot 100 = 45,7$ | $6,71 / 15 \cdot 100 = 44,7$ |

Exercice 8

Écrire avec une plume trempée dans une solution de diiode; laisser sécher. Recouvrir le texte avec du jus de citron, jusqu'à ce que ce dernier disparaisse; laisser sécher. Recouvrir le texte avec de l'eau oxygénée additionnée d'empois d'amidon : le texte réapparaît en bleu. Le citron contient de l'acide ascorbique noté Asc ; en présence d'empois d'amidon le diiode prend une coloration bleue.

I_2 / I^- 0,62 V ; $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$ 1,76 V ; Asc (ox) / Asc (red) 0,13 V

Interpréter les observations décrites ci dessus

Corrigé

- Une réaction naturelle a lieu entre les réducteurs les plus forts Asc (red) et l'oxydant le plus fort I_2

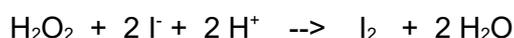
couples en présence: I_2 / I^- : 0,62 V Asc (ox) / Asc (red) : 0,13 V



décoloration du texte : le diiode coloré en brun disparaît , toutes les autres espèces étant incolores

- Une réaction naturelle a lieu entre les réducteurs les plus forts I^- et l'oxydant le plus fort H_2O_2

couples en présence: $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$: 1,76 V I_2 / I^- : 0,62 V



coloration du texte en bleu: le diiode formée donne une couleur bleue avec l'empois d'amidon

Exercice 9

1. Équilibrer les 2 demi équations suivantes puis écrire l'équation bilan



2. Quel acide utiliser HCl, HNO₃, H₂SO₄.

3. Quel est le rôle de l'ion permanganate ?

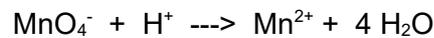
On ajoute 3,16 g de permanganate de potassium (K=39; Mn=55; O=16) à 100 mL de solution de FeSO₄ à 0,1 mol L⁻¹.

4. Quelles sont les quantités initiales des réactifs ?

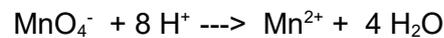
5. Quelles sont les concentrations finales des ions Fe³⁺ et Mn²⁺.

Corrigé

1. conservation élément oxygène :



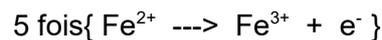
conservation élément hydrogène :



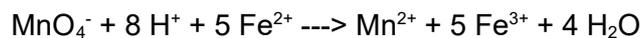
conservation de la charge :



de même manière pour le fer



Dans le bilan les électrons n'apparaissent pas.



2. L'ion Cl⁻ peut être oxydé en Cl₂.

L'ion NO₃⁻ peut oxyder l'ion fer(II)

L'ion sulfate est spectateur donc H₂SO₄.

3. MnO₄⁻ violet, seul ion coloré, joue le rôle d'oxydant et d'indicateur de fin de réaction

4.

| Désignation | Fe ²⁺ | MnO ₄ ⁻ | Fe ³⁺ | Mn ²⁺ |
|---------------------|------------------|-------------------------------|-------------------|---------------------|
| Au départ | 0,1*0,1=0,01mol | 3,16/158=0,02mol | 0 | 0 |
| Lors de la réaction | -0,01mol | -0,01/5=-0,002mol | +0,01mol | +0,002mol |
| Bilan | 0 | 0,018mol excès | 0,01/0,1=0,1mol/L | 0,002/0,1=0,02mol/L |