**Exercices**

**Exercice**1:

Trouvez les réactions d'oxydation et les réactions de réduction :

a) 2I- I2 + 2e- b) Al Al3+ + 3e-

c) Na+ + e- Na d) Br2++ 2e- Br

Dites, pour chaque réaction, quelle est la forme oxydante et quelle est la forme réductrice.

**Solution 1:**

a et b : oxydation car il y a libération d'électrons. I- et Al sont des réducteurs.

c et d : réduction car il y a capture d'électrons. Na+ et Br2 sont des oxydants.

**Exercice 2:**

Reconstituer les couples oxydant/réducteur et les demi-réactions :

Ag+, H2, Sn2+, Fe, Ag, NO, Al, Cl2, H+, Zn, Fe2+, NO3-, Cl-, Sn, Zn2+, Al3+.

**Solution 2:**

Ag+/Ag ; H+/H2 ; Sn2+/Sn ; Fe2+/Fe ; NO3-/NO ; Al3+/Al ; Cl2/Cl- ; Zn2+/Zn.

Ag+ + e-=Ag;2H+ + 2e-= H2;Sn2+ + 2e-= Sn;Fe2+ + 2e-= Fe;

NO3- + 4H+ + 3e-=NO + 2H2O;Al3+ + 3e-=Al; Cl2 + 2e- = 2Cl-;

Zn2+ + 2e-= Zn.

**Exercice 3:**

Un clou de masse 500 mg est plongé dans 50 ml d'acide chlorhydrique à 1,0 mol.l-1.

a) Ecrire l'équation bilan de la réaction.

b) Calculer le volume de dihydrogène dégagé, lorsque tout le clou a été oxydé.

c) Calculer la concentration de toute les espèces ioniques présentes dans la solution en fin de réaction.

**Solution 3:**

a)

Fe = Fe2+ + 2e-

2H+ + 2e-= H2

----------------------------------------

2H+ + Fe = H2 + Fe2+

b) Les coefficients nous montrent qu'une mole de Fe correspond à un dégagement de une mole de H2, donc :

n(Fe) = n(H2)

n(Fe) = m(Fe)/M(Fe) = 0,5/55,8 = 8,96.10-3mol

Si on prend comme volume molaire normal 22,4 l :

V(H2) = 8,96.10-3.22,4 V(H2) = 200 cm3

c) Il y a des Fe2+, des H3O+(H+), des Cl-, des OH-.

n(Fe) = n(Fe2+)

[Fe2+] = 8,96.10-3/50.10-3 [Fe2+] = 0,179 mol.l-1

**Exercice 4:**

En utilisant le tableau de classement des couples oxydant-réducteur, justifier l'action de l'acide chlorhydrique sur le fer et sur le cuivre. Écrire les réactions.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| couple | E° (en V) | Demi-équation |
| Cl2/Cl-  Fe3+/Fe2+  Cu2+/Cu  H+/H2  Fe2+/Fe | 1,36  0,77  0,34  0  -0,44 | Cl2 + 2e- = 2 Cl-  Fe3+ + e- = Fe2+  Cu2+ + 2e-= Cu  2H+ + 2e-= H2  Fe2+ + 2e-= Fe |

**Solution 4:**

Dans la solution d'acide chlorhydrique, il y a des H+ et si on les met en présence de fer, au départ on aura des H+ et des Fe. Les deux couples H+/H2 et Fe/Fe2+ obéissent à la règle du γ : la couple H+/H2 et plus oxydant que le couple Fe2+/Fe.

Le couple Cu2+/Cu étant plus oxydant que le couple H+/H2, la règle du g ne peut s'appliquer : quand on met en présence du cuivre et un de l'acide chlorhydrique, rien ne se passe.

**Exercice 5:**

On constitue une pile avec deux électrodes de platine plongeant, la première dans une solution acidifiée contenant des ions I- et la deuxième dans une solution contenant des ions en milieu acide Cr2O72- . On a :

E°(I2/I-) = 0,54 V et E°(Cr2O72-/Cr3+) = 1,33 V.

Expliquez ce qu'il se passe.

**Solution 5:**

Le couple Cr2O72-/Cr3+ est plus oxydant que I2/I- : du coté du chrome, il va se passer une réduction, c'est donc le pôle + de la pile ; du coté de l'iode, on a oxydation, c'est le pôle négatif.

Comme on est en milieu acide, il faut faire intervenir des ions H+ : au départ on a des Cr2O72- et à l'arrivée des Cr3+. Les O et les H+ que l'on a au départ vont donner des H2O. On a donc :

Cr2O72- + 14H+ + 6e-= 2Cr3+ + 7H2O

On équilibre au début la matière, puis on équilibre les charges en prenant un certain nombre de e-.

Pour l'iode :

2I-= I2 + 2e-

Les 6 e- dégagés par la première réaction doivent être absorbés par la deuxième, on a donc les deux réactions :

Cr2O72- + 14 H+ + 6 e-= 2Cr3+ + 7 H2O

6I- = 3I2 + 6e-

**Exercice 6:**

a) Comment constituer une pile faisant intervenir les couples Cu2+/Cu et Ni2+/Ni ?

b) Quel est le pôle positif de la pile ? Que vaut sa f.é.m ?

Valeur des potentiels normaux : E° (Cu2+/Cu) = 0,34 V

E° (Ni2+/Ni) = - 0,23 V

c) Comment la masse de l'électrode négative varie-t-elle lorsque la pile débite un courant de 10 mA pendant 2 heures ?

**Solution 6:**

a)

b) Au pôle + on doit avoir consommation d'électrons, on a donc une réduction : c'est le couple le plus oxydant donc Cu2+/Cu.

Sa f.e.m : E0 = E0 (Cu2+/Cu) – E0 (Ni2+/Ni) E0 = 0,57 V

c) On a les réactions :

Cu2+ + 2 e-= Cu

Ni =Ni2+ + 2 e-

A l'électrode négative, il disparaît du Ni, donc sa masse diminue.

On a :

Q = n1e- = It

n1 étant le nombre d'électrons. Il vaut :

n1 = It/e- = 10.10-3.2.3600/1,6.10-19 = 4,5.1020 e-

Une mole d'électrons contient 6,02.1023 électrons. On a donc, comme nombre de moles d'électrons :

n = 4,5.1020/6,02.1023 = 7,475.10-4 mol

On peut aussi utiliser le Faraday :

Q = It = 72 C

Un Faraday, qui correspond à une mole d'électrons, vaut 96500 C, donc :

n = 72/96500 = 7,46.10-4 mol

Comme une mole de Ni correspond à 2 moles de e- :

n(Ni) = n/2 = 3,73.10-4

m(Ni) = M(Ni).n(Ni) m(Ni) = 22 mg

**Exercice 7:**

Pour protéger la coque d'un navire, on y fixe un plaque de magnésium dont le potentiel oxydoréducteur est - 2,6 V.

a) Expliquer pourquoi, tant qu'il reste du magnésium, la coque n'est pas attaquée.

b) Lors d'un voyage en mer, 300 kg de magnésium ont disparu.

- Quelle quantité d'électricité a circulé dans la coque ?

- Quelle masse de fer aurait été oxydée en l'absence de magnésium?

**Solution 7:**

a) C’est le métal de potentiel oxydoréducteur le plus faible qui sera oxydé, donc ici le magnésium.

b) Mg = Mg2+ + 2e-

n(Mg) = m(Mg)/M(Mg) = 300.103/24,3 mol

1 mole de Mg correspond à 2 moles d’électrons et comme 1 mole d’électron correspond à une charge de 96500 C (1 faraday), on a, pour les 300 kg de magnésium :

Q = 2.96500.300.103/24,3 Q = 2,38.109 C

Fe = Fe2+ + 2 e-

Donc 1 mole de Fe correspond à une mole de Mg, d’où :

m(Fe) = 300.55,8/24,3 m(Fe) = 689 kg

**Exercice 8:**

Pour protéger une canalisation en fonte, on la relie par un fil conducteur à un bloc de zinc.

En l'absence de bloc de zinc, la perte annuelle en fer serait de 0,274 kg.m-2. La canalisation a un diamètre extérieur de 0,80 m. Quelle est la masse de zinc consommée par an et par mètre de canalisation ?

**Solution 8:**

Longueur de canalisation de surface d’un mètre :

S = pd.l

l = S/pd = 0,398 m.

Pour 1 m de longueur, la masse de fer disparue sera :

m(Fe) = 0,274/0,398

m(Fe) = 0,689 kg.m-1

Fe =Fe2+ + 2 e-

Zn= Zn2+ + 2 e-

Donc 1 mole de fer correspond à une mole de zinc.

m(Zn) = 0,689.65,4/55,8 m(Zn) = 0,807 kg.m-1

**Exercice 9:**

On place une anode en zinc de 1 kg sur la coque d'un navire. Le courant de corrosion a une intensité moyenne de 500 mA.

Calculer la durée de vie maximale de l'anode.

Zn = 65,4 g.mol-1 ; 1 faraday = 96500 C

**Solution 9:**

Zn =Zn2+ + 2 e-

On a donc Q = 2.96500.103/65,4 = 2,951.106 C

t = Q/I = 5,902.106 s t = 68 jours 8 h

**Exercice 10:**

Données :

a) Masses molaires atomiques (en g.mol-1) : M(Fe) = 55,8 ; M(Zn) = 65,4

b) Masse volumique du fer : ρ(Fe) = 7,9.l03 kg.m-3

c) Quantité d’électricité portée pas une mole d’électrons : le Faraday. 1 F = 96500 C

d) Potentiels standard des couples d'oxydoréduction : E°1(Fe2+/Fe) = - 0,44 V ;

E°2 (Zn2+/Zn) = - 0,76 V

1. Écrire les demi-équations électroniques relatives aux couples (Fe2+/Fe) et (Zn2+/Zn).

2. On s'intéresse à une plaque d'acier d'épaisseur d = 4 cm, appartenant à une plate-forme pétrolière située en mer. (L'acier est assimilé, du point de vue de l'oxydoréduction, au fer pur).

Le pouvoir corrosif de l'eau de mer, vis à vis du fer, est noté Pc. Sa valeur est :

Pc = 1,2.l0-4 kg.m-2.h-1.

Ceci signifie qu'il disparaît 1,2.10-4 kg de fer, par m2 de paroi, et par heure.

3. Cette plate-forme n'est pas protégée contre la corrosion :

a) Calculer la masse de fer disparue par oxydation, en un an, par mètre carré de plaque.

b) Exprimer, puis calculer, la quantité d'électricité Q, mise en jeu par cette oxydation, en un an, par mètre carré de plaque.

4. Cette plate-forme est protégée de la corrosion par des plots de zinc.

a) Justifier le choix du zinc comme élément protecteur. Quel est le nom de ce type de protection ?

b) Sachant que les plots de zinc sont remplacés lorsque 60 % de leur masse a été consommée par la corrosion, calculer la masse de zinc à fixer sur un mètre carré de plaque pour protéger l'acier pendant un an.

**Solution 10:**

1)Fe=Fe2+ + 2 e-

Zn =Zn2+ + 2 e-

3) a) m(Fe) = 1,2.10-4.24.365 m(Fe) = 1,05 kg.m-2.an-1

b) 1 mole de fer correspond à 2 moles de e-, donc à 2 F.

Q = m(Fe).2F/N(Fe)

Q = 1,05.2.96500/55,8 Q = 3,64.106 C

4) Le potentiel du zinc est plus petit que celui du fer, c’est donc un réducteur plus fort que le fer, il va donc s’oxyder plus facilement.

C’est la protection par anode sacrifiée.

m(Zn) = 65,4.1,0512.100/55,8.60 m(Zn) = 2,05 kg