Ecriture des réactions redox et calculs de concentration

URL source du document

http://www.chimix.net/

Oxydation des ions Fe^{2+} par NO_3^- et MnO_4^-.

Exercice 1

A un volume V_1=25mL d'une solution de sulfate de fer II C_1=0,10 mol/L, on ajoute sous la hotte aspirante un volume V_2=5 mL d'une solution aqueuse contenant des ions nitrate dont on veut déterminer la concentration volumique molaire C_2. On observe la formation d'un dégagement gazeux au sein de la solution ainsi obtenue; le gaz se décolore en brun roux en s'échappant de la phase liquide. Lorsque le dégagement gazeux peut-être considéré comme achevé, on titre la solution avec une solution de permanganate de potassium C_3=0,050 mol/L . La teinte rose apparaît pour un volume versé V_3=6,5mL.

Écrire l'équation bilan de la réaction responsable du dégagement gazeux. Que signifie la coloration en brun roux lorsque le gaz apparaît à l'air libre?

Exprimer la quantité d'ions fer II consommé dans cette réaction en fonction de C_2 et V_2.

Écrire l'équation bilan de la réaction de titrage utilisée ensuite. Exprimer la quantité d'ions fer II consommées dans cette réaction en fonction de C_3 et V_3.

Calculer la concentration volumique molaire C_2 de la solution aqueuse d'ions nitrate.

corrigé

1ère réaction

réduction des ions nitrate

$$NO_3^- + 3e^- + 4H^+ \text{ donne } NO + 2H_2O$$

oxydation des ions fer II

$$3Fe^{2+} \text{ donne } 3Fe^{3+} + 3e^-$$

dans le bilan les électrons n'apparaissent pas:

au fur et à mesure qu'ils sont libérés par l'oxydation ils sont consommés par la réduction

$$3Fe^{2+} + NO_3^- + 4H^+ \text{ donne } 3Fe^{3+} + NO + 2H_2O$$

gaz brun roux : le gaz NO incolore s'oxyde à l'air libre en NO_2 roux et toxique

quantité de matière (mol) = volume (L) fois concentration (mol/L)

ion nitrate : C_2V_2 mol

$3C_2V_2$ mol ion fer II d'après les coefficients de l'équation.

2ème réaction :oxydation des ions Fe^{2+} restants par les ions MnO_4^-.

réduction des ions permanganate

$$MnO_4^- + 5e^- + 8H^+ \text{ donne } Mn^{2+} + 4H_2O$$

oxydation des ions fer II

$$3Fe^{2+} \text{ donne } 3Fe^{3+} + 3e^-$$

dans le bilan les électrons n'apparaissent pas:

$$MnO_4^- + 5Fe^{2+} + 8H^+ \text{ donne } Mn^{2+} + 4H_2O + 5Fe^{3+}$$

quantité de matière (mol) = volume (L) fois concentration (mol/L)

C_3V_3 mol d'ion permanganate

$5C_3V_3$ mol d'ion fer II d'après les coefficients de l'équation

calcul de C_2

C_1V_1 mol d'ion Fe^{2+} d'après le texte

$$C_1V_1 = 3\,C_2V_2 + 5C_3V_3$$

$$0{,}1*25 = 3*5*C_2 + 5*0{,}05*6{,}5$$

$$C_2 = 0\,,0583 \text{ mol /L}$$

Exercice 2

ion fer III, ion iodure et pH

A 100 mLde solution d'acide iodhydrique (HI) de concentration 0,02mol/L on ajoute 2 10^{-4} mol d'ion Fe^{3+} par dissolution d'un composé ionique.

Quelle est la réaction rédox? Quelle l'espèce responsable de la couleur brun orangé?

Calculer les concentrations finales des espèces présentes.

On ajoute, sans agiter, de la soude concentrée qui entre en contact avec la phase aqueuse surnageante. Le pH est alors voisin de 10. Un précipité verdâtre apparaît dans la phase aqueuse. Quelle est sa formule? Justifier son apparition.

On agite le précipité vert disparaît pour faire place à un précipité rouille d'hydroxyde de fer. Écrire la **réaction d'oxydoréduction**.

Conclure sur le sens de la transformation Fe(III)<-->Fe(II), en présence des espèces I_2 et I^- , en fonction du pH.

potentiel redox : I_2/I^- : 0,62 V; Fe^{3+} / Fe^{2+} : 0,77 V; $Fe(OH)_3$ / $Fe(OH)_2$ voisin -0,37 V à pH=10

corrigé

Fe^{3+} : oxydant le plus fort et I^- réducteur le plus fort

Fe^{3+} / Fe^{2+}

I_2 / I^-

$I^- + Fe^{3+}$ donne 0,5 I_2 +Fe^{2+}

I_2 donne la couleur brune

quantité de matière (mol) = concnetration (mol/L) fois volume (L)

	iodure	fer III	fer II	diiode
départ	2 mmol	0,2 mmol	0	0
en cours	2-x	0,2-x	x	0,5x
final	2-0,2=1,8 mmol	0	0,2 mmol	0,1 mmol

avancement maxi = x_{max} = 0,2 mmol

ion fer III en défaut, réactif limitant

concentrations finales : qté matière (mmol) / volume (mL)

$[I^-]$=1,8 /100 = 0,018 mol/L; $[I_2]$=0,1/100 = 10^{-3} mol/L; $[Fe^{2+}]$=0,2/100 = 2 10^{-3} mol/L;

formation de $Fe(OH)_2$ verdâtre par ajout de soude, mise en évidence des ions Fe^{2+}.

à pH = 10, le diiode est un oxydant alors que $Fe(OH)_2$ est un réducteur

I_2 / I^-

$Fe(OH)_3$ / $Fe(OH)_2$

$Fe(OH)_2$ + 0,5 I_2 + HO^- donne $Fe(OH)_3$ + I^- .