**Chap 13 : Contrôler la qualité par dosages chimiques**

**Introduction**

Ce chapitre nous permet de savoir comment contrôler la qualité d’un produit à l’aide de dosage colorimétrique. On s’intéresse plus précisément aux produits utilisés quotidiennement.

**Activité 1 : expérience 1 : dosage de l’acidité totale du lait.**

1. Voir expérience.
2. a. CH3CH(OH)COO- et son nom est lactate.
3. Soit AH la notation de l’acide lactique : AH + HO- = A- +H2O
4. c(AH) = (c’ \* VE)/V
5. t(AH) = c \* M. le degré Dornic est : °D = t(AH)/0.10.
6. le lait a une acidité plus faible que le lait tourner depuis 8 jours.

**Expérience 2 : dosage de la vitamine C d’un jus de citron.**

1. C6H8O6 + I2 = 2I- + C6H6O6 + 2H+
2. L’empois d’amidon sert à mieux repérer l’équivalence.
3. A l’équivalence : n(C6H8O6) = n(I2)
4. c(C6H8O6) = c\*VE / V0.
5. t(C6H8O6) = c(C6H8O6) \* M(C6H8O6).

**Activité 2 : dosage indirect de l’eau de Javel**

1. rechercher sur internet.
2. ClO- + 2I- + 2H+= I2 + Cl- +H2O **(1).**
3. pour apporter des ions H+ dans le milieu réactionnel.
4. I2 + 2 S2O32- = 2 I- + S4O62- **(2).**
5. Pour mieux repérer l’équivalence.
6. n(I2) = c’’ \* VE
7. n(I2) = c’’ \* VE
8. car il est en excès.
9. n(I2) = n (ClO-) donc c(ClO-) = c’’ \* VE/VS0 et c0 = c \*10.
10. °chl = V(Cl2) = n(Cl2)\*R\*T/P or n(Cl2) = n(ClO-) donc °chl = n(ClO-)\*R\*T/P. l’écart relatif est :

І°chlexp - °chlthéo І/°chlexp

1. Le titrage réalisé est indirect car il y a au moins un réactif intermédiaire.

**Activité 3 : dosage par précipitation des ions chlorure dans un sérum physiologique**

1. Rechercher sur internet.
2. Prélever 10 ml de la solution S0 avec une pipette jaugée de 10,0 ml. Introduire dans une fiole jaugée de 100 ml, ajouter de l’eau distillée jusqu’au ¾ de la fiole jaugée. Agiter pour homogénéiser la solution et remplir avec de l’eau distillée jusqu’au trait de jauge. Fermer la fiole jaugée avec un bouchon.
3. Ag+ +Cl- = AgCl(s)
4. c = (c(Ag+) \* VE)/10ml.
5. c0 = c \* 10.
6. t = c \* M(Cl).
7. Voir sur l’étiquette.

**Activité 4 : dosage par complexations**

1. Ca2+ + Y4- = CaY2-
2. Rechercher sur internet.
3. Le NET est un indicateur de fin de réaction.
4. c (Ca2+) = (c(EDTA)\*VE)/10ml
5. n (Ca2+) = c (Ca2+)\*1L
6. %m = m (Ca2+)\*100/10.

**Exo:1**

1. Faux. Détermine la concentration molaire.
2. Vrai.
3. Vrai.
4. Faux. La solution titrée est de concentration inconnue.
5. Faux. La solution titrante est de concentration connue.
6. Vrai.
7. Faux. Dans le bécher ou dans l’erlenmeyer.
8. Vrai.

**Exo:2**

1. a, c.
2. b.
3. a.
4. b.
5. b.
6. c.
7. **Exo 3 :**
8. Dosage : déterminer la concentration d’une solution.
9. Dosage par précipitation : c’est un dosage où se forme un produit insoluble.
10. Dosage indirect : c’est un dosage qui fait intervenir au moins 1 réactif intermédiaire.
11. Dosage par complexation : c’est un dosage où se forme un complexe.

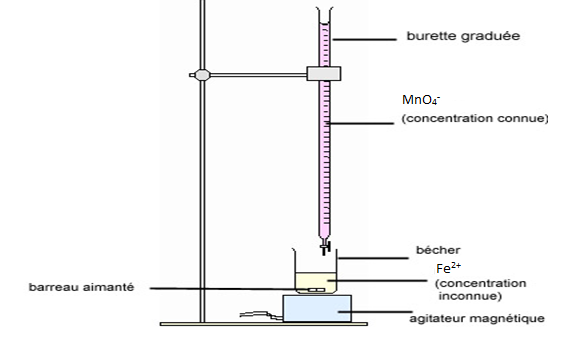
**Exo 4 :**

1. burette graduée.
2. Support.
3. Solution à titrer.
4. Bécher.
5. Barreau aimanté.
6. Agitateur magnétique.

**Exo 5**

1. Le réactif est l’espèce chimique consommée en premier.
2. Un dosage en retour est un dosage qui fait intervenir au moins 3 espèces chimiques.
3. La solution titrée est la solution dont on cherche sa concentration.
4. Le volume à l’équivalence est le volume de solution titrant introduit à l’équivalence.
5. Un dosage direct est un dosage où les 2 réactifs réagissent directement.
6. La solution titrant est la solution de concentration connue.
7. Un indicateur coloré est une espèce qui sert à repérer l’équivalence.

**Exo : 6**

1. 
2. La solution titrant est le permanganate de potassium et la solution titrée est le sulfate de fer(II).
3. La solution de permanganate de potassium.
4. MnO4- + 8H+ + 5 Fe2+  Mn2+ + 4 H2O +5 Fe3+
5. c= (5\*c’\*VE)/ V = (5\*1.0e-3\*10.3)/15 = 3.43 E-3 mol/l.

**Exo 8 :**

1. H3O+ + HO- = 2 H2O

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Equation du dosage** | H3O+ **+** HO-2 H2O | | | | |
| **Etat du système** | Avancement | n0(A) | n0(B) | n0(C) |  |
| **Initiale** | x = 0 | n0(A) | n0(B) | 0 |  |
| **Intermédiaire** | x | n0(A) – *a.x* | n0(B) – *b.x*E | *c*.x |  |
| **Etat final à l’équivalence** | x = xE | n0(A) – *a.x*E | n0(B) – *b.x*E | *c.x*E |  |

1. Avant l’équivalence : HO-, après l’équivalence : H3O+ et à l’équivalence : H3O+ et HO-.
2. Pour repérer l’équivalence.
3. 0,112 mol/L.

**Exo : 9**

1. I2 + 2 S2O32- = 2 I- + S4O62-

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Equation du dosage** | I2 **+** 2 S2O322 I- + S4O62- | | | | |
| **Etat du système** | Avancement | n0(I2) | n0(S2O32) | n0(C) | n0(D) |
| **Initiale** | x = 0 | n0(I2) | n0(S2O32) | 0 | 0 |
| **Intermédiaire** | X | n0(I2) – *x* | n0(S2O32) – *2.x*E | *2*.x | x |
| **Etat final à l’équivalence** | x = xE | n0(I2) – *x*E | n0(S2O32) – *2.x*E | *2.x*E | x |

1. Avant l’équivalence n0(I2) est supérieur à n0(S2O32)/2 et après l’équivalence n0(I2) est inférieur à n0(S2O32)/2.
2. A l’équivalence, n0(I2) = n0(S2O32)/2.
3. c(I2)x V = c(S2O32) \* S2O32- x Véq /2 = 7,68 x10-3 mol/L.

**Exo : 10**

1. Peroxyde d’Hydrogène.
2. H2O2 + 2I- + 2H+ = 2H2O + I2 (1).
3. I2 + 2 S2O32- = 2 I- + S4O62- (2).
4. Le titrage est indirect.
5. n(H2O2) = n(I-)/2 or n(I-)= 2 n(I2) = n(S2O32-)/2 donc n(H2O2) = n(S2O32-) = c’ x Véq = 1,2 x 10-3 mol.

c(H2O2) = 0,12 mol/L et c0 = 24 mol/L.

**Exo : 11**

1. le thiodène sert à repérer l’équivalence.
2. Voirs cours.
3. C6H8O6 + I2 = C6H6O6 + 2I- +2 H+
4. La solution titrant est le diiode et la solution titrée est l’acide ascorbique.
5. Les réactifs sont tous des réactifs limitant.
6. C = 2,25 x 10-3 mol/L.
7. C0 = 2,25 x 10-2 mol/L.
8. t = C0 x M (acide ascorbique) = 3,96 g/L.

**exo : 12**

1. H3O+ + HO- = 2 H2O
2. n0(versés) = 2 x 10-2 mol.
3. n0(restant) = 1,24 x10-2 mol. donc n0(réagi) = n0(versés) - n0(restant) = 7,6 x 10-3 mol.

HSO4- + HO- = SO42- + H2O donc n(HSO4-) = n0(réagi) = 7,6 x 10-3 mol.

1. la masse HSO4- est : m = 0,7372 g donc le pourcentage massique d’hydrogénosulfate de sodium est :

% = (0,7372/1) x 100 = 73,72 %.

**Exo : 13**

1. HCO3- + H3O+ = CO2, H2O + H2O. **(1)** K = 2x106.
2. Cette constante est grande donc la réaction **(1)** est totale. La solution S1 contient 2 acides qui peuvent réagir avec la soude : c’est-à-dire H3O+ est excès et l’acide faible CO2, H2O. ce dernier est éliminer lors chauffage durant 3 à 4 minutes.
3. H3O + + HO- = 2 H2O
4. c = 0,068 mol/L et n = 0,068\*0,2 = 1,36 x 10-2 mol de H3O+ dans S2.
5. La quantité totale de H3O+ ajoutée à la réaction (1) est de 0,025\*1 = 2,5 x 10-2 mol. la réaction (1) a donc consommée 0,025 – 0,0136 = 1,14 x 10-2 mol de H3O+. soit 1,14 x 10-2 mol deHCO3- contenu dans 1 g de bicarbonate officinal.
6. m(HCO3-) = M \* n = 84\*1,14 x 10-2 = 0,9597 g soit 95,97 %.

**Exo : 14**

**1. A propos des dosages**

**1.1.** Doser une espèce chimique consiste à déterminer la quantité de matière de cette espèce chimique en solution.

**1.2.**L’ion cuivre (II) donne une coloration bleue à la solution, plus la concentration en ions cuivre (II) est élevée et plus la coloration bleue de la solution est marquée, plus la solution absorbe de la lumière. Ainsi pour doser les ions cuivre (II), on peut utiliser une méthode basée sur cette propriété :

On réalise une échelle de teintes, c’est à dire qu’on prépare plusieurs solutions contenant des ions Cu2+ à différentes concentrations connues.

On mesure l’absorbance A de chaque solution. On trace ensuite le graphe de l’absorbance A en fonction de la concentration en soluté de l’espèce chimique absorbant la lumière.

On obtient une droite passant par l’origine (Loi de Beer-Lambert).

On mesure l’absorbance de la solution de concentration inconnue et en utilisant la droite, on en déduit sa concentration.

**2. Principe du titrage**

**2.1.** Le titrage des ions Cu2+(aq) est un titrage indirect. Ce ne sont pas les ions cuivre (II) qui sont titrés mais le diiode formé au cours de la réaction 1.

**2.2.** On doit être sûr que tous les réactifs ont été totalement consommés afin de pouvoir déterminer leurs quantités de matière.

**2.3.** La transformation 2 doit être rapide pour servir de support au titrage.

**2.4.** L’ion iodure est le réducteur et le diiode l’oxydant

réduction : I2(aq) + 2e– = 2 I–(aq) Couple I2(aq) / I–(aq)

L’ion thiosulfate est le réducteur et l’ion tétrathionate est l’oxydant

oxydation : 2 S2O32–(aq) = S4O62–(aq) + 2e– Couple S4O62-(aq) / S2O32-(aq)

**3. Protocole.**

**3.1.** Le volume de solution S doit être mesuré avec précision, on utilisera de la verrerie jaugée. On prendra une pipette jaugée de 20,0 mL

**3.2.** La coloration brune de la solution est due au diiode.

**3.3.** L’empois d’amidon joue le rôle d’indicateur coloré, il donne, en présence de diiode, une coloration bleue à la solution. Celle-ci disparaît quand tout le diiode est consommé, ainsi on repère l’équivalence.

**4. Calcul de la concentration en ions cuivre Cu2+(aq) de la solution S.**

**4.1.** A l’équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction de titrage. Ils sont tous deux intégralement consommés. Avant l'équivalence, le réactif limitant est le réactif titrant, après l'équivalence le réactif limitant est le réactif titré. A l’équivalence, il y a changement de réactif limitant.

**4.2.** On considère un état initial fictif où l’on aurait versé nT mol de thiosulfate.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | I2(aq) + 2 S2O32-(aq) = 2 I-(aq) + S4O62-(aq) | | | |
| Initialement | n(I2) | nT | beaucoup | 0 |
| En cours de transformation | n(I2) – x 0 | nT – 2x  0 | beaucoup | x |
| à l’équivalence | n(I2) – xE = 0 | nT – 2xE = 0 | beaucoup | xE |

n(I2) = xE et xE  =  on a donc n(I2) = 

**4.3.** n(I2) =  = 

n(I2) =  = **6,00×10-5 mol**

**4.4.** D’après la réaction 1,  = n(I2) soit  = n(I2) donc n0 = 2 n(I2)

**n0 = 12,0×10-5 mol**

**4.5.** [Cu2+(aq)] = 

[Cu2+(aq)] =  = **6,00×10-3mol.L-1**

**Exo : 15**

Ag+(aq) + Cl–(aq) = AgCl (s)

*Les ions sodium Na+(aq) et nitrate NO3–(aq) sont des ions spectateurs.*

*Le précipité de chlorure d’argent AgCl (s) formé est blanc et noircit à la lumière.*

**1.1.2.**  2 Ag+(aq) +  = Ag2CrO4(s)

Le précipité de chromate d’argent Ag2CrO4(s) formé est rouge brique.

**1.2. Domaine de travail**

Pour doser les ions argent Ag+(aq) selon la méthode de Mohr on utilise comme réactif titrant les ions chlorure Cl–(aq).

En **milieu basique** (**pH > 7,5**) une partie des ions Ag+(aq) est consommée par une réaction parasite de précipitation qui forme **AgOH(s)** . Cette méthode ne peut pas être utilisée en milieu basique avec   
pH >7,5.

En **milieu acide** (**pH < 6,5**), le précipité de chromate d’argent **Ag2CrO4(s)**qui est un indicateur de fin de réaction est soluble : on ne peut donc plus repérer l’équivalence du dosage par apparition du précipité rouge brique. Cette méthode ne peut pas être utilisée en milieu acide avec pH <6,5.

Le domaine de pH pour lequel on peut utiliser la **méthode de Mohr** est restreint au domaine :

**6,5 < pH < 7,5**

**1.3. Type de dosage**

Le dosage des ions **Ag+(aq)** par les ions **Cl–(aq)** selon la méthode de Mohr est un **dosage direct**. Le réactif titrant est l’ion **Cl–(aq)** de concentration connue et le réactif titré est l’ion **Ag+(aq)**.

**1.4. Mise en œuvre expérimentale**

erlenmeyer

Solution de nitrate d’argent

Veq1 = 18,2 mL

c0 = ?

Burette

graduée

support

turbulent

Agitateur

magnétique

Solution de chlorure de sodium

c1 = 4,0.10-2 mol.L-1

V1 = 20,0 mL

**1.4.1.**  Schéma ci-contre:

**1.4.2** Soit **c0** la concentration de la solution de nitrate d’argent.

À l’équivalence du dosage, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction de dosage, donc :

ninit(Cl–  ) = n versée équivalence (Ag+)

soit c1.V1 = c0.Veq1

donc c0 = 

**c0** =  = **4,4×10–2 mol.L-1**

**Exo : 16**

1. L’effervescence observée lors de la préparation de la solution est due au dégagement de CO2.

CaCO3 + 2(H+ +Cl-) = Ca2+ + Cl- + CO2 + H2O et MgCO3 + 2(H+ +Cl-) = Mg2+ + Cl- + CO2 + H2O.

1. Ca2+ + Y4- = CaY2- et Mg2+ + Y4- = MgY2-
2. Le NET est un indicateur de fin de réaction. A l’équivalence la solution passe du rose au bleu.
3. n (Ca2+ + Mg2+) = (0.010 \* 15.5) = 0.155 mol. dans le comprimé de Rennie n (Ca2+ + Mg2+) = 0.155 mol.
4. Mg + HO- = Mg(HO).
5. Ca2+ + Y4- = CaY2-.
6. n (Ca2+) = 0.010\*13.6 = 0.136 mol. dans le comprimé de Rennie n (Ca2+) = 0.136 mol.

Donc n (Mg2+) = n (Ca2+ + Mg2+) - n (Ca2+) = 0.155-0.136 =0.019 mol.

m(Mg 2+) =n (Mg2+) \* M = 0.019\*24.3 =0.4617g.

**Exo : 17**

1. Cl- + Ag+ = AgCl(s) et Ag+ + SCN- = AgSCN(s)
2. Voir cours pour le schéma. Non car Ag+ est en excès. n0 = 4.0 x10-2 \* 20.0 x10-3 = 8 x 10-4 mol.
3. n’ = c’ \* VE = 4.0 x10-2 \* 15.9 x10-3 = 6.36 x 10-4 mol.
4. n = n0 - n’ = 8 x 10-4 - 6.36 x 10-4 = 1.64 x 10-4 mol.
5. n = n (Cl-), donc m1 = n \* M(Cl) = 1.64 x 10-4 \* 35.5 =5.822 mg dans 2.50 g de lait en poudre.
6. m = 5.822 x 10-3 \* 100 / 2.50 = 0.23288g = 232.88 mg.