

# Chapitre 4. Les titrages colorimétriques

---

## Exercice 1 : exploiter un dispositif de titrage

1. La solution titrante est contenue dans une burette graduée, et la solution de diiode est contenue dans un erlenmeyer.
2. Le volume noté  $V_E$  est le volume de solution titrante qui a été versé pour atteindre l'équivalence du titrage (que l'on repère par le changement de couleur de la solution contenue dans l'erlenmeyer).

## Exercice 2 : exploiter un changement de couleur

1. Il s'agit d'un titrage colorimétrique car une espèce chimique incolore est titrée par les ions permanganate qui donnent la coloration violette de la solution titrante. L'équivalence du titrage sera donc repérée par un changement de couleur.
2. a. Avant l'équivalence, les ions permanganate sont le réactif limitant, donc leur coloration violette disparaît aussitôt qu'ils sont introduits dans l'erlenmeyer, et le mélange est alors incolore. Ceci correspond à la photographie 2.  
b. Après l'équivalence, les ions permanganate ne sont plus le réactif limitant, l'espèce incolore a entièrement été consommée par la réaction de titrage, donc une coloration violette va persister dans le mélange, et elle sera d'autant plus prononcée que l'on continue d'ajouter de la solution titrante. Ceci correspond à la photographie 1.

## Exercice 3 : exploiter une relation d'équivalence

1. A l'équivalence du titrage, l'acide citrique et les ions hydroxyde ont été introduits en proportions stœchiométriques, ce qui signifie que c'est la relation b qui est correcte.
2. D'après la question 1, nous savons que :

$$\frac{n_0(AH_3)}{1} = \frac{n_E(HO^-)}{3}$$

Or :  $n_0(AH_3) = C_1V_1$  et  $n_E(HO^-) = C_2V_E$ , d'où :

$$\frac{C_1V_1}{1} = \frac{C_2V_E}{3}$$

$$C_1V_1 = \frac{C_2V_E}{3}$$

On isole  $C_1$  :

$$C_1 = \frac{C_2V_E}{3V_1}$$

Application numérique (les volumes peuvent être laissés en mL, car ils sont divisés, donc le résultat de leur division n'aura pas d'unité :  $\frac{mL}{mL} = pas\ d'unité$ ) :

$$C_1 = \frac{2,5 \times 10^{-3} \times 13,8}{3 \times 10,0}$$

$$C_1 \approx 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

#### **Exercice 4 : établir et exploiter une relation d'équivalence**

1. A l'équivalence du titrage, les réactifs ont été introduits en proportions stœchiométriques, ce qui signifie que :

$$\frac{n_1(C_6H_8O_6)}{1} = \frac{n_E(I_2)}{1}$$

Ou :

$$n_1(C_6H_8O_6) = n_E(I_2)$$

2. Comme :

$$n_1(C_6H_8O_6) = n_E(I_2)$$

Et que :

$$n_E(I_2) = C_2V_E$$

Alors :

$$n_1(C_6H_8O_6) = C_2V_E$$

Application numérique (attention à bien convertir le volume équivalent en L) :

$$n_1(C_6H_8O_6) = 2,0 \times 10^{-3} \times 15,1 \times 10^{-3}$$

$$n_1(C_6H_8O_6) \approx 3,0 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

3. Nous savons que :

$$n_1(C_6H_8O_6) = C_1V_1$$

En isolant  $C_1$ , il vient :

$$C_1 = \frac{n_1(C_6H_8O_6)}{V_1}$$

Application numérique (attention à bien convertir le volume  $V_1$  en L) :

$$C_1 = \frac{3,0 \times 10^{-5}}{10,0 \times 10^{-3}}$$

$$C_1 \approx 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

#### **Exercice 5 : titrage des ions fer (II)**

1. A l'équivalence du titrage, les réactifs ont été introduits en proportions stœchiométriques, ce qui signifie que :

$$\frac{n_0(Fe^{2+})}{5} = \frac{n_E(MnO_4^-)}{1}$$

Ou, en isolant  $n_0(Fe^{2+})$  :

$$n_0(Fe^{2+}) = 5n_E(MnO_4^-)$$

2. Comme :

$$n_0(Fe^{2+}) = C_0V_0$$

Nous pouvons écrire, d'après le résultat de la question précédente :

$$C_0V_0 = 5n_E(MnO_4^-)$$

De plus :

$$n_E(MnO_4^-) = C_1V_E$$

D'où :

$$C_0V_0 = 5C_1V_E$$

En isolant  $C_0$  :

$$C_0 = \frac{5C_1V_E}{V_0}$$

Application numérique (les volumes sont divisés dans la formule, donc on peut les laisser tous les deux en mL) :

$$C_0 = \frac{5 \times 4,0 \times 10^{-3} \times 12,5}{2,0}$$

$$C_0 \approx 1,3 \times 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$$

### **Exercice 6 : dosage du dioxyde de soufre dans le vin**

Déterminons d'abord la concentration molaire en dioxyde de soufre du vin blanc, puis déduisons-en la concentration massique en dioxyde de soufre du vin.

A l'équivalence du titrage, les réactifs ont été introduits en proportions stœchiométriques, ce qui signifie que :

$$\frac{n_2(SO_2)}{1} = \frac{n_E(I_2)}{1}$$

Or :

$$n_2(SO_2) = C_2V_2$$

Avec  $C_2$  la concentration molaire en dioxyde de soufre du vin blanc.

De plus :

$$n_E(I_2) = C_1V_E$$

Nous pouvons donc écrire que :

$$C_2V_2 = C_1V_E$$

En isolant  $C_2$  :

$$C_2 = \frac{C_1V_E}{V_2}$$

La relation entre la concentration massique  $t$  en dioxyde de soufre et la concentration molaire  $C_2$  est :

$$t = C_2M(SO_2)$$

Avec  $M(SO_2)$  la masse molaire du dioxyde de soufre.

Finalement :

$$t = \frac{C_1 V_E}{V_2} M(SO_2)$$

Application numérique (les volumes sont divisés dans la formule, donc on peut les laisser tous les deux en mL) :

$$t = \frac{7,80 \times 10^{-3} \times 6,1}{25,0} \times (32 + 2 \times 16)$$
$$t \approx 1,2 \times 10^{-1} \text{ g.L}^{-1}$$

Or 1 g = 1000 mg, donc :

$$t = 1,2 \times 10^{-1} \times 1000 \text{ mg.L}^{-1}$$
$$t = 1,2 \times 10^2 \text{ mg.L}^{-1}$$

Soit 120 mg/L. Cette concentration massique est en-dessous de 210 mg/L, donc la concentration en dioxyde de soufre du vin blanc est conforme.

### **Exercice 7 : titrage iodométrique des ions thiosulfate**

1. A l'équivalence du titrage, les réactifs ont été introduits en proportions stœchiométriques, ce qui signifie que :

$$\frac{n_1(S_2O_3^{2-})}{2} = \frac{n_E(I_2)}{1}$$

Or :

$$n_1(S_2O_3^{2-}) = C_1 V_1$$

De plus :

$$n_E(I_2) = C_2 V_E$$

Nous pouvons donc écrire que :

$$\frac{C_1 V_1}{2} = C_2 V_E$$

En isolant  $C_1$  :

$$C_1 = \frac{2C_2 V_E}{V_1}$$

Application numérique (les volumes sont divisés dans la formule, donc on peut les laisser tous les deux en mL) :

$$C_1 = \frac{2 \times 0,100 \times 15,8}{20,0}$$
$$C_1 = 1,58 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

2. Pour obtenir la solution  $S_1$ , on a dilué deux fois la solution S, donc la concentration molaire en ions thiosulfate de la solution S est :

$$C = 10C_1$$

Application numérique :

$$C = 10 \times 1,58 \times 10^{-1}$$

$$C = 1,58 \text{ mol.L}^{-1}$$

La relation entre la concentration massique  $t$  en ions thiosulfate et la concentration molaire  $C$  est :

$$t = CM(S_2O_3^{2-})$$

Application numérique :

$$t = 1,58 \times 112,2$$

$$t \approx 177 \text{ g.L}^{-1}$$

Ecart relatif  $e$  avec la valeur attendue :  $e = \frac{177-177}{177} \times 100 \approx 0\%$

Comme l'écart relatif est bien inférieur à 5%, cela signifie que le contrôle de qualité est satisfaisant. La solution S est toujours utilisable pour le kit d'antidote.