

## Exercices Dosage

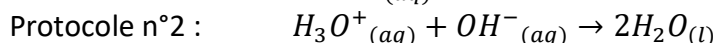
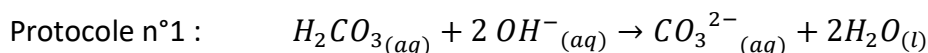
Ex 1

Voici des extraits de protocoles expérimentaux.

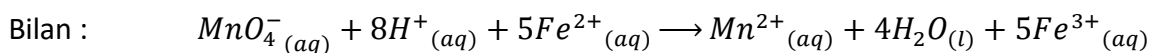
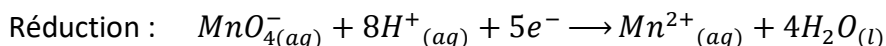
- Protocole 1. On réalise expérimentalement un titrage dont la réaction support de titrage est une réaction acido-basique d'une solution d'acide méthanoïque  $H_2CO_3$  par une solution d'hydroxyde de sodium ( $Na^+_{(aq)}$ ,  $OH^-_{(aq)}$ ). Au cours de la réaction il se forme de l'eau et ~~du dioxyde de carbone~~ des ions carbonate  $CO_3^{2-}$ .
- Protocole 2. On réalise expérimentalement un titrage dont la réaction support de titrage est une réaction acidobasique de l'acide chlorhydrique ( $H_3O^+_{(aq)}$ ,  $Cl^-_{(aq)}$ ) par une solution d'hydroxyde de sodium ( $Na^+_{(aq)}$ ,  $OH^-_{(aq)}$ ). Au cours de la réaction, les ions  $H_3O^+$  et  $OH^-$  réagissent et donnent de l'eau. On ajoute quelques gouttes d'un indicateur coloré (BBT).
- Protocole 3. On réalise expérimentalement un titrage dont la réaction support de titrage est une réaction d'oxydoréduction d'une solution contenant des ions permanganate  $MnO_4^-$  par une solution contenant des ions fer (II)  $Fe^{2+}$ .

Pour chaque protocole, écrire l'équation de la réaction support de titrage.

**Correction :**



Protocole n°3 :



Ex n°2

- a. Définir l'équivalence d'un titrage.
- b. Déterminer, pour chaque protocole de l'exercice précédent, la relation à l'équivalence entre la quantité de réactif titré initialement introduit et celle du réactif titrant versé à l'équivalence.

**Correction :**

**A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stoechiométriques.**



Ou bien :

A l'équivalence il y a changement de réactif limitant.

Relations entre les quantités de réactifs : (proportionnalité ou tableau d'avancement)




<p>Tableau de proportionnalité :</p> <table border="1" style="margin: 10px auto; border-collapse: collapse;"> <tr> <td colspan="4" style="text-align: center;"><math>HCO_3^-_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} \rightarrow CO_3^{2-}_{(aq)} + H_2O_{(l)}</math></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">1</td> <td style="text-align: center;">2</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;"><math>n(HCO_3^-)</math></td> <td style="text-align: center;"><math>n(OH^-)</math></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td colspan="4" style="text-align: center;"><math>2n(HCO_3^-) = n(OH^-)</math></td> </tr> </table>	$HCO_3^-_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} \rightarrow CO_3^{2-}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$				1	2			$n(HCO_3^-)$	$n(OH^-)$			$2n(HCO_3^-) = n(OH^-)$				<p>Tableau d'avancement :</p> <table border="1" style="margin: 10px auto; border-collapse: collapse;"> <tr> <td colspan="4" style="text-align: center;"><math>HCO_3^-_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} \rightarrow CO_3^{2-}_{(aq)} + H_2O_{(l)}</math></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;"><math>n(HCO_3^-)</math></td> <td style="text-align: center;"><math>n(OH^-)</math></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;"><math>n(HCO_3^-) - x</math></td> <td style="text-align: center;"><math>n(OH^-) - 2x</math></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;"><math>n(HCO_3^-) - x_{max} = 0</math></td> <td style="text-align: center;"><math>n(OH^-) - 2x_{max} = 0</math></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td colspan="4" style="text-align: center;"><math>x_{max} = n(HCO_3^-) = n(OH^-)/2</math></td> </tr> </table>	$HCO_3^-_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} \rightarrow CO_3^{2-}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$				$n(HCO_3^-)$	$n(OH^-)$			$n(HCO_3^-) - x$	$n(OH^-) - 2x$			$n(HCO_3^-) - x_{max} = 0$	$n(OH^-) - 2x_{max} = 0$			$x_{max} = n(HCO_3^-) = n(OH^-)/2$			
$HCO_3^-_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} \rightarrow CO_3^{2-}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$																																					
1	2																																				
$n(HCO_3^-)$	$n(OH^-)$																																				
$2n(HCO_3^-) = n(OH^-)$																																					
$HCO_3^-_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} \rightarrow CO_3^{2-}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$																																					
$n(HCO_3^-)$	$n(OH^-)$																																				
$n(HCO_3^-) - x$	$n(OH^-) - 2x$																																				
$n(HCO_3^-) - x_{max} = 0$	$n(OH^-) - 2x_{max} = 0$																																				
$x_{max} = n(HCO_3^-) = n(OH^-)/2$																																					
<table border="1" style="margin: 10px auto; border-collapse: collapse;"> <tr> <td colspan="3" style="text-align: center;"><math>H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}</math></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">1</td> <td style="text-align: center;">1</td> <td></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;"><math>n(H_3O^+)</math></td> <td style="text-align: center;"><math>n(OH^-)</math></td> <td></td> </tr> <tr> <td colspan="3" style="text-align: center;"><math>n(H_3O^+) = n(OH^-)</math></td> </tr> </table>	$H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$			1	1		$n(H_3O^+)$	$n(OH^-)$		$n(H_3O^+) = n(OH^-)$			<table border="1" style="margin: 10px auto; border-collapse: collapse;"> <tr> <td colspan="4" style="text-align: center;"><math>H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}</math></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;"><math>n(H_3O^+)</math></td> <td style="text-align: center;"><math>n(OH^-)</math></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;"><math>n(H_3O^+) - x</math></td> <td style="text-align: center;"><math>n(OH^-) - x</math></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;"><math>n(H_3O^+) - x_{max} = 0</math></td> <td style="text-align: center;"><math>n(OH^-) - x_{max} = 0</math></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td colspan="4" style="text-align: center;"><math>x_{max} = n(H_3O^+) = n(OH^-)</math></td> </tr> </table>	$H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$				$n(H_3O^+)$	$n(OH^-)$			$n(H_3O^+) - x$	$n(OH^-) - x$			$n(H_3O^+) - x_{max} = 0$	$n(OH^-) - x_{max} = 0$			$x_{max} = n(H_3O^+) = n(OH^-)$							
$H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$																																					
1	1																																				
$n(H_3O^+)$	$n(OH^-)$																																				
$n(H_3O^+) = n(OH^-)$																																					
$H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$																																					
$n(H_3O^+)$	$n(OH^-)$																																				
$n(H_3O^+) - x$	$n(OH^-) - x$																																				
$n(H_3O^+) - x_{max} = 0$	$n(OH^-) - x_{max} = 0$																																				
$x_{max} = n(H_3O^+) = n(OH^-)$																																					

Tableau de proportionnalité :

$MnO_4^- (aq) + 8H^+ (aq) + 5Fe^{2+} (aq) \longrightarrow Mn^{2+} (aq) + 4H_2O (l) + 5Fe^{3+} (aq)$			
1		5	
n(MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> )		n(Fe <sup>2+</sup> )	

$$5 \cdot n(MnO_4^-) = n(Fe^{2+})$$

Tableau d'avancement :

$MnO_4^- (aq) + 8H^+ (aq) + 5Fe^{2+} (aq) \longrightarrow Mn^{2+} (aq) + 4H_2O (l) + 5Fe^{3+} (aq)$			
n(MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> )		n(Fe <sup>2+</sup> )	
n(MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> ) - x		n(Fe <sup>2+</sup> ) - 5x	
n(MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> ) - x <sub>max</sub> =0		n(Fe <sup>2+</sup> ) - 5x <sub>max</sub> =0	

$$x_{max} = n(MnO_4^-) = \frac{n(Fe^{2+})}{5}$$

Ex n°3

On titre une solution contenant du dioxyde de soufre (SO<sub>2</sub>) de concentration inconnue c<sub>S</sub> par une solution de diiode (I<sub>2</sub>) de concentration c = 50 mmol · L<sup>-1</sup>.

On prélève un échantillon de la solution à titrer de volume V<sub>S</sub> = 10,0 mL. On introduit quelques gouttes d'empois d'amidon dans la solution à titrer pour repérer l'équivalence. L'empois d'amidon se colore en bleu en présence de diiode

Le volume V<sub>e</sub> versé à l'équivalence est égal à 8,0 mL.

- Quel est le réactif titrant ? Quel est le réactif titré ?
- Écrire l'équation de la réaction support de titrage.
- Comment repère-t-on l'équivalence du dosage ?
- Déterminer la relation à l'équivalence entre la quantité n<sub>i</sub> du réactif titré initialement introduit et celle n<sub>e</sub> du réactif titrant versé à l'équivalence.
- Déterminer la concentration molaire en dioxyde de soufre de la solution.

### Données

Couples oxydant/réducteur : I<sub>2</sub>/I<sup>-</sup> et SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>/SO<sub>2</sub>

Les ions I<sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> et H<sup>+</sup> sont incolores en solution aqueuse.

### Correction :

a. Le réactif titrant est le diiode ; le réactif titré est le dioxyde de soufre.

b. La réaction support du dosage est une réaction d'oxydoréduction :





c. Couple I<sub>2</sub>/I<sup>-</sup> Réduction :  $I_{2(aq)} + 2e^- = 2I^- (aq)$

Couple SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>/SO<sub>2</sub> Oxydation :  $SO_{2(g)} + 2H_2O(l) = SO_4^{2-} (aq) + 4H^+ (aq) + 2e^-$

Bilan :  $SO_{2(g)} + I_{2(aq)} + 2H_2O(l) \rightarrow SO_4^{2-} (aq) + 4H^+ (aq) + 2I^-$

d. A l'équivalence, la solution passe de bleu à incolore.

e. Relation entre les quantités de réactifs :

$SO_{2(g)} + I_{2(aq)} + 2H_2O(l) \rightarrow SO_4^{2-} (aq) + 4H^+ (aq) + 2I^-$			
1	1		
n(SO <sub>2</sub> )	n(I <sub>2</sub> )		

$$n(SO_2) = n(I_2)$$

f.  $n(SO_2) = C_S \cdot V_S$  et  $n(I_2) = C \cdot V_e$

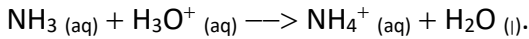
$$D'où C_S \cdot V_S = C \cdot V_e$$

$$\text{et donc } C_S = \frac{C \cdot V_e}{V_S} \quad \text{A.N. } C_S = \frac{50 \times 8,0}{10} = 40 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{Remarque : inutile de convertir : } [C_S] = \frac{\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1} \times \text{mL}}{\text{mL}} = \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

#### Ex n°4

On réalise le titrage conductimétrique d'une solution d'ammoniac ( $\text{NH}_3$ ) de volume  $V_S = 200\text{mL}$ , de concentration  $c_S$ , par de l'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ ,  $\text{Cl}^-_{(aq)}$ ) de concentration  $c = 2,0 \cdot 10^{-2}\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . L'équation de la réaction support de titrage s'écrit :



L'équivalence est atteinte lorsqu'on a versé  $V_{\text{eq}} = 10,0\text{ mL}$  de solution d'acide chlorhydrique. Calculer la concentration  $C_S$  d'ammoniac.

**Correction :**

A l'équivalence,  $n(\text{NH}_3) = n(\text{H}_3\text{O}^+)$

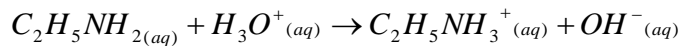
Or  $n(\text{NH}_3) = C_S \cdot V_S$  et  $n(\text{H}_3\text{O}^+) = C \cdot V_{\text{eq}}$

D'où  $C_S \cdot V_S = C \cdot V_e$

et donc  $C_S = \frac{C \cdot V_e}{V_S}$  A.N.  $C_S = \frac{2,00 \times 10^{-2} \times 10,0}{200} = 1,00 \times 10^{-3} \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

#### Ex n°5

On réalise le titrage pH-métrique d'une solution d'éthylamine ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ ) de volume  $V_S = 20,0\text{ mL}$ , de concentration  $c_S$ , par de l'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ ) de concentration  $c = 1,0 \cdot 10^{-1}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . La réaction support du dosage est :



Pour repérer l'équivalence, on utilise du bleu de bromthymol (BBT).

Données :

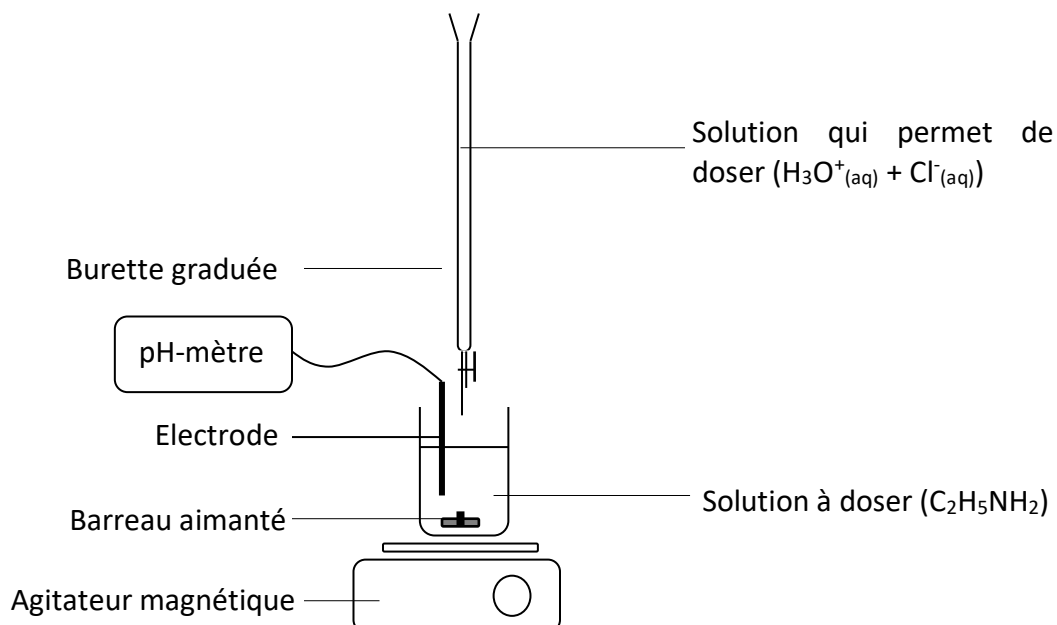
- La solution d'éthylamine est basique
- La présence d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  rend acide une solution
- Le BBT est ~~jaune~~ bleu en milieu basique et jaune en milieu acide.

L'équivalence est atteinte lorsqu'on a versé  $V_{\text{eq}} = 10,0\text{ mL}$  de solution d'acide chlorhydrique.

- Réaliser un schéma annoté du montage de titrage.
- Comment repère-t-on l'équivalence du dosage ?
- Déterminer la concentration  $c_S$  de la solution d'éthylamine.
- En déduire la concentration massique de la solution.

**Correction :**

a.



- b. A l'équivalence, la solution passe de bleu à jaune.  
 c. L'équivalence du dosage est le moment où il y a changement de réactif limitant.

$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2) = C_S \cdot V_S \quad \text{et} \quad n(\text{H}_3\text{O}^+) = C \cdot V_{\text{eq}}$$

$$\text{D'où} \quad C_S \cdot V_S = C \cdot V_e$$

$$\text{et donc} \quad C_S = \frac{C \cdot V_e}{V_S} \quad \text{A.N.} \quad C_S = \frac{1,0 \times 10^{-1} \times 8,0}{20,0} = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

d. Concentration massique :  $C_M = C_S \cdot M \quad \text{A.N.} \quad C_M = 4,0 \times 10^{-2} \times 46 = 1,8 \text{ g.L}^{-1}$

### Ex n°6

L'étiquette d'un flacon porte l'indication suivante : « solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ ,  $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ ) à  $6,0 \text{ mol.L}^{-1}$  ».

Cette solution sera notée  $S_0$ . Un expérimentateur souhaite vérifier l'indication portée sur l'étiquette.

Il prépare, à partir de la solution  $S_0$ , 1,0 L de solution  $S_1$  de concentration 100 fois plus petite que celle de  $S_0$ . Il prélève un échantillon de la solution  $S_1$  de volume  $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ , qu'il titre ensuite à l'aide d'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ ) de concentration  $c = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ .

L'équivalence est repérée grâce à la présence d'un indicateur coloré : le BBT.

- Proposer un protocole expérimental permettant de préparer la solution  $S_1$ .
- Lorsque l'expérimentateur note le volume versé à l'équivalence, il écrit dans un premier temps «  $V_e = 6 \text{ mL}$  », puis il corrige et écrit : «  $V_e = (6,0 \pm 0,1) \text{ mL}$  ». Pourquoi a-t-il fait cette correction ?
- Ecrire l'équation support du dosage, sachant que les ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  ne réagissent pas.
- Décrire le changement de couleur à l'équivalence.
- Déterminer la concentration  $c_1$  de la solution  $S_1$ .
- En déduire la concentration  $c_0$  de la solution  $S_0$ . L'indication portée sur l'étiquette est-elle correcte ?

### Correction :

a. Protocole de dilution : Rappel de la relation à utiliser pour les dilutions :  $F = \frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{fille}}} = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{prélevé}}}$

On doit diluer 100 fois :  $F = 100$

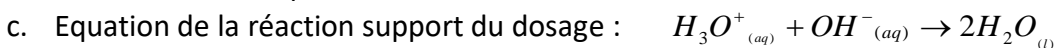
Le volume de la solution fille doit être :  $V_{\text{fille}} = 1,00 \text{ L}$

Le volume à prélever est donné par :  $v_p = V_{\text{fille}} / F \quad \text{A.N.} \quad v_p = 1,00 / 100 = 0,0100 \text{ L}$  soit 10,0 mL

On prélève 10,0 mL de solution  $S_0$  à l'aide d'une pipette jaugée (de 10,0 mL)

On introduit le volume prélevé dans une fiole jaugée de 1,00 L.

- b. L'expérimentateur indique la précision avec laquelle il a fait la mesure ; le volume de l'équivalence est de 6,0 mL à 0,1 mL près.



- d. Lorsqu'on dose la solution d'hydroxyde de sodium diluée par l'acide chlorhydrique, on passe d'une solution basique à une solution neutre.

Le bleu de bromothymol passe du bleu au jaune.

- e. A l'équivalence,  $n(\text{OH}^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+)$

$$n(\text{OH}^-) = C_1 \cdot V_1 \quad \text{et} \quad n(\text{H}_3\text{O}^+) = C \cdot V_e$$

$$\text{D'où} \quad C_1 \cdot V_1 = C \cdot V_e$$

$$\text{et donc} \quad C_1 = \frac{C \cdot V_e}{V_1} \quad \text{A.N.} \quad C_1 = \frac{0,10 \times 6,0}{10,0} = 6,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

f.  $C_0 = 100 \times C_1 \quad \text{A.N.} \quad C_0 = 6,0 \text{ mol.L}^{-1}$

## Ex n°7

On souhaite vérifier qu'une solution contenant des ions fer (II), a bien une concentration  $c_S = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . Pour cela, on désire doser un volume  $V_S = 20,0 \text{ mL}$  de cette solution par une solution de peroxydisulfate de potassium ( $2\text{K}^+_{(aq)} + \text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(aq)}$ ) de concentration  $c$ .

On indique d'autre part que l'orthophénantroline ferreuse est de couleur rouge en présence d'ions fer (II), et bleue en l'absence d'ions fer (II) et s'il y a des ions  $\text{Fe}^{3+}$  dans la solution.

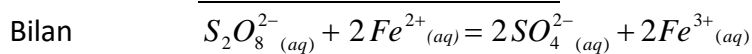
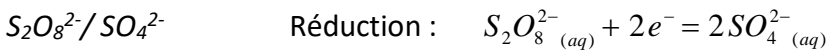
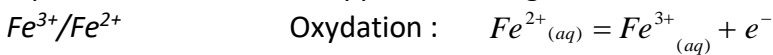
a. Le volume maximal délivré par une burette est de 25 mL. Déterminer une concentration  $c$  de la solution de peroxydisulfate de potassium adaptée à ce dosage.

b. Proposer un protocole expérimental.

**Données.** Couples oxydant/réducteur :  $\text{Fe}^{3+}_{(aq)}/\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$  et  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(aq)}/\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$

### Correction :

Equation de la réaction support du dosage : réaction entre les ions  $\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$



D'après l'équation de la réaction, à l'équivalence on aura :  $n(\text{Fe}^{2+}) = 2n(\text{S}_2\text{O}_8^{2-})$

Or  $n(\text{Fe}^{2+}) = C_S \cdot V_S$  et  $n(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}) = C \cdot V_e$

D'où  $C_S \cdot V_S = 2C \cdot V_e$

Si on veut  $V_e < 25 \text{ mL}$ , il faudra que  $C > \frac{C_S \cdot V_S}{2V_e}$  A.N.  $C > \frac{1,5 \times 10^{-2} \times 20}{2 \times 25} = 6,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Si on veut  $V_e > 10 \text{ mL}$ , il faudra que  $C < \frac{C_S \cdot V_S}{2V_e}$  A.N.  $C < \frac{1,5 \times 10^{-2} \times 20}{2 \times 10} = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

On prendra une solution de concentration comprise entre  $6,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  et  $1,5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

### Protocole :

- Remplir la burette avec une solution de peroxydisulfate de potassium de concentration  $C = 1,50 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- Prélever 20,0 mL de solution d'ion fer II à doser dans un erlenmeyer de 100 mL
- Ajouter quelques gouttes d'orthophénantroline dans la solution à doser
- Procéder au dosage : l'équivalence sera atteinte lorsque la solution passe de la couleur rouge à la couleur bleue.

## Ex n°8

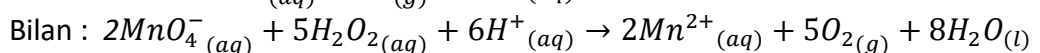
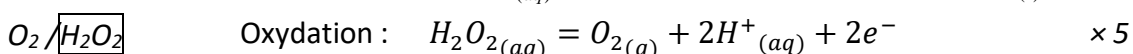
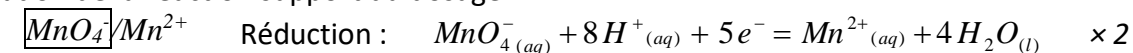
On dilue dix fois une solution de peroxyde d'hydrogène ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) de concentration  $c_0$ . On obtient une solution de peroxyde d'hydrogène de concentration  $c'$ . On prélève un échantillon de cette solution diluée de volume  $V' = 10,0 \text{ mL}$ , que l'on titre à l'aide d'une solution de permanganate de potassium ( $\text{K}^+_{(aq)} + \text{MnO}_4^-_{(aq)}$ ) de concentration  $c = 0,025 \text{ mol.L}^{-1}$ . Le volume de solution titrante versé à l'équivalence est :  $V_e = 14,8 \text{ mL}$ .

Déterminer la concentration  $c_0$ .

**Données.** Couples oxydant/réducteur :  $\text{O}_2(g)/\text{H}_2\text{O}_2(aq)$   $\text{MnO}_4^-_{(aq)}/\text{Mn}^{2+}_{(aq)}$

### Correction :

Equation de la réaction support du dosage :



A l'équivalence, les réactifs ont été introduits en proportion stoechiométriques :

Relation entre les quantités de matière :

$2MnO_4^- (aq) + 5H_2O_2 (aq) + 6H^+ (aq) \rightarrow 2Mn^{2+} (aq) + 5O_2 (g) + 8H_2O (l)$		
$n_e$	$n'$	
$n_e - 2x$	$n' - 5x$	
$n_e - 2x_{max} = 0$	$n' - 5x_{max} = 0$	

D'après le tableau :  $x_{max} = \frac{n_e}{2} = \frac{n'}{5}$

Or  $n' = c' \cdot V'$  et  $n_e = c \cdot V_e$

D'où  $\frac{c \cdot V_e}{2} = \frac{c' \cdot V'}{5}$  soit  $c' = \frac{5c \cdot V_e}{2V'}$   
 A.N.  $c' = \frac{5 \times 0,025 \times 14,8}{2 \times 10,0} = 9,3 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

D'où  $c_0 = 10c'$  A.N.  $c_0 = 9,3 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

### Ex n°9

Les eaux minérales contiennent des ions hydrogénocarbonate  $HCO_3^-$ , plus communément appelés bicarbonate. De nombreuses études médicales tendent à prouver que les eaux bicarbonatées auraient des effets bénéfiques pour la santé. Comment déterminer la concentration molaire  $c$  en ions hydrogénocarbonate d'une eau minérale ?

On prélève un échantillon d'eau minérale de volume  $V_S = 50,0 \text{ mL}$ . On titre cette solution par de l'acide chlorhydrique ( $H_3O^+ (aq) + Cl^- (aq)$ ) de concentration  $c = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  et en présence de vert de bromocrésol.

À l'équivalence, le volume  $V_e$  d'acide chlorhydrique versé est égal à 14,6 mL.

L'équation de la réaction support de dosage :  $HCO_3^- (aq) + H_3O^+ (aq) \rightarrow CO_2 (aq) + 2H_2O (l)$

a. En faisant l'analyse complète de ce titrage, déterminer si la concentration massique en ions hydrogénocarbonate  $HCO_3^-$  de l'eau minérale est en accord avec les indications de l'étiquette. (Les concentrations massiques sont exprimées en  $\text{mg.L}^{-1}$ .)

Calcium ( $Ca^{++}$ )	80	Sulphates ( $SO_4^{--}$ )	12,6
Magnesium ( $Mg^{++}$ )	26	Chlorides ( $Cl^-$ )	6,8
Sodium ( $Na^+$ )	6,5	Nitrates ( $NO_3^-$ )	3,7
Potassium ( $K^+$ )	1	Silica ( $SiO_2$ )	15
Bicarbonates ( $HCO_3^-$ )	360		

b. Le **titre alcalimétrique complet TAC** est lié à la concentration totale en ions hydrogénocarbonate  $HCO_3^- (aq)$  et carbonate  $CO_3^{2-} (aq)$ .

Le titre alcalimétrique complet d'une solution est le volume (exprimé en mL) d'une solution d'acide fort à  $0,020 \text{ mol.L}^{-1}$  nécessaire pour doser 100 mL de solution en présence de vert de bromocrésol. Déterminer le TAC de l'eau minérale, en considérant qu'il n'y pas d'ions carbonate dans cette eau.

#### Correction :

a. A l'équivalence du dosage :  $n(HCO_3^-) = n(H_3O^+)$

$n(HCO_3^-) = C_S \cdot V_S$  et  $n(H_3O^+) = C \cdot V_e$

D'où  $C_S \cdot V_S = C \cdot V_e$

et donc  $C_S = \frac{C \cdot V_e}{V_S}$  A.N.  $C_S = \frac{2,0 \times 10^{-2} \times 14,6}{50,0} = 5,8 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Concentration massique correspondante :  $t_S = C_S \cdot M$

A.N.  $t_S = 5,8 \times 10^{-3} \times (1+12+3 \times 16) = 0,35 \text{ g.L}^{-1}$   
 soit environ  $350 \text{ mg.L}^{-1}$

La valeur obtenue est en accord avec l'étiquette (écart relatif :  $(360-350)/360=3\%$ )

- b. On constate qu'il a fallu 14,6mL pour doser 50mL avec la concentration adéquate ( $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ).  
Il faudra donc 29,2mL pour doser 100mL d'eau minérale.  
Le TAC est donc de 29,2.

### Ex n°10

L'acide citrique est un additif alimentaire utilisé dans l'industrie comme acidifiant. Il est présent naturellement en grande quantité dans le citron. C'est un triacide, c'est-à-dire que chaque molécule d'acide citrique peut céder trois ions  $\text{H}^+$ . On le note  $\text{H}_3\text{A}$ .

On réalise le titrage pH-métrique d'une solution d'acide citrique ( $\text{H}_3\text{A}$ ) de volume  $V_S = 10,0 \text{ mL}$ , de concentration  $c_S$ , par une solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$ ) de concentration  $c = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

L'équation de la réaction support de titrage s'écrit :  $\text{H}_3\text{A}_{(\text{aq})} + 3 \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{A}^{3-}_{(\text{aq})} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ .

Le volume de soude versé pour atteindre l'équivalence est  $V_e = 10,5 \text{ mL}$ .

Déterminer la concentration en acide citrique de la solution.

#### Correction :

A l'équivalence, il y a changement de réactif limitant.

A l'équivalence :  $n(\text{OH}^-) = 3n(\text{AH})$

$$n(\text{AH}) = c_S \cdot V_S \quad \text{et} \quad n(\text{OH}^-) = c \cdot V_e$$

$$\text{D'où} \quad 3c_S \cdot V_S = c \cdot V_e$$

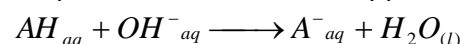
$$\text{et donc} \quad c_S = \frac{c \cdot V_e}{3V_S} \quad \text{A.N.} \quad c_S = \frac{2,0 \times 10^{-2} \times 10,5}{10,0} = 2,1 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

### Ex n°11

On s'intéresse à la détermination de l'acidité d'un lait. Le lait frais contient essentiellement de l'eau (87 % en masse) mais aussi des glucides, des protéines et des corps gras. Le lactose  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  est le glucide le plus abondant. Des bactéries peuvent provoquer sa transformation en acide 2-hydroxypropanoïque, usuellement appelé acide lactique ( $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ ). On appelle AH l'acide lactique.

Bien que l'acide lactique ne soit pas le seul acide présent, on caractérise l'acidité du lait par son équivalent en acide lactique. Dans la détermination de l'acidité du lait, le protocole standard prescrit l'usage de phénolphthaléine et un titrage par une solution de soude ( $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$ ) de concentration  $1/9 \text{ mol.L}^{-1}$ , dite soude Dornic. Le volume équivalent est relevé lorsque la couleur de la solution devient rose.

L'équation de la réaction support du dosage est :



- Dans l'industrie laitière, l'acidité d'un lait s'exprime en **degré Dornic** (°D). Un degré Dornic correspond à 0,1 g d'acide lactique par litre de lait. L'acidité d'un lait frais doit être inférieure à 18°D.  
Dans un bécher, on verse un échantillon de lait de volume  $V_S = 10,0 \text{ mL}$  et on ajoute deux gouttes de solution de phénolphthaléine. La burette est remplie de soude Dornic.  
L'apparition d'une couleur rose correspond à un volume de soude Dornic versé de 3,2 mL.  
Avec quel instrument de verrerie prélève-t-on 10,0 mL de lait ?
- Déterminer l'acidité du lait, exprimée en degré Dornic. C'est-il frais ?
- Expliquer l'intérêt de la soude Dornic et du degré Dornic. Pourquoi prélever un échantillon de lait de 10 mL ?

#### Correction :

a. Le volume est prélevé avec une pipette jaugée

b. Détermination de l'acidité du lait :

- Détermination de la concentration molaire en acide lactique :

A l'équivalence :  $n(\text{OH}^-) = n(\text{AH})$

$$n(\text{AH}) = c_S \cdot V_S \quad \text{et} \quad n(\text{OH}^-) = c \cdot V_e$$

$$\text{D'où } C_S \cdot V_S = C \cdot V_e$$

$$\text{et donc } C_S = \frac{C \cdot V_e}{V_S} \quad \text{A.N.} \quad C_S = \frac{1/9 \times 3,2}{10,0} = 3,6 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

- Détermination de la concentration massique en acide lactique :

$$t_S = C_S \times M \quad \text{A.N.} \quad t_S = 3,6 \times 10^{-2} \times 90 = 3,2 \text{ g.L}^{-1}$$

L'acidité du lait est de 3,2/0,1 = 32 °D. Le lait n'est plus frais.

- c. Intérêt de prélever 10mL : permet d'obtenir directement le °D en multipliant le volume de l'équivalence par 10.

## Ex n°12

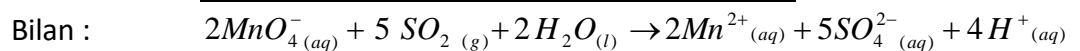
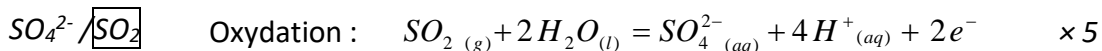
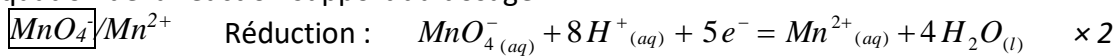
Le dioxyde de soufre  $\text{SO}_2$  est un gaz présent dans l'air pollué. Lorsque l'on fait barboter un grand volume d'air dans un litre d'eau, le dioxyde de soufre se dissout dans l'eau. Il est possible, par la suite, de le titrer en solution à l'aide d'une solution de permanganate de potassium ( $\text{K}^+_{(aq)} + \text{MnO}_4^-_{(aq)}$ ) ; une réaction d'oxydoréduction se produit alors. La concentration massique du dioxyde de soufre dans l'air pollué est ainsi déduite de ce titrage.

Lorsque la concentration massique en dioxyde de soufre dépasse 500 [g par m<sup>3</sup>, la population est alertée. Une solution S est préparée en faisant barboter un volume de  $1,00 \times 10^4$  m<sup>3</sup> d'air pollué dans un volume  $V_0 = 1,00$  L d'eau. Un volume  $V_1 = 10,0$  mL de cette solution est versé dans un bécher de 100 mL. La solution violette de permanganate de potassium de concentration  $c = 1,0 \times 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup> est ensuite versée goutte à goutte jusqu'à persistance de la coloration violette de la solution.

- Les couples oxydant/réducteur mis en jeu sont :  $\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}/\text{SO}_2_{(aq)}$  et  $\text{MnO}_4^-_{(aq)}/\text{Mn}^{2+}_{(aq)}$ .  
Etablir l'équation support du dosage.
- Définir l'équivalence de ce titrage.
- Donner la relation entre la quantité  $n_1$  de dioxyde de soufre initialement présente dans la solution S et la quantité  $n_e$  d'ions permanganate introduite à l'équivalence.
- Sachant que le volume équivalent  $V_e$  du titrage est égal à 8,0 mL, en déduire la concentration molaire  $c_1$  en dioxyde de soufre dissous dans la solution S.
- Calculer la masse  $m_1$  de dioxyde de soufre présente dans un volume  $V_0 = 1,00$  L de la solution S.
- En déduire la masse  $m_2$  de dioxyde de soufre gazeux par mètre cube d'air pollué.
- Exprimer cette masse en [g. Le seuil d'alerte est-il atteint ?

### Correction :

- a. Equation de la réaction support du dosage :



- b. A l'équivalence, il y a changement de réactif limitant

- c. Relation entre les quantités de matière :

$2\text{MnO}_4^-_{(aq)} + 5\text{SO}_2_{(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2\text{Mn}^{2+}_{(aq)} + 5\text{SO}_4^{2-}_{(aq)} + 4\text{H}^+_{(aq)}$		
2	5	
$n_e$	$n_1$	

$$n_1 = \frac{5}{2} n_e$$



d.  $n_1 = C_1 \cdot V_1$  et  $n_e = C \cdot V_e$

$$C_1 \cdot V_1 = \frac{5}{2} C \cdot V_e \quad \text{d'où} \quad C_1 = \frac{5 C \cdot V_e}{2 V_1} \quad \text{A.N.} \quad C_1 = \frac{5}{2} \times \frac{1,0 \times 10^{-2} \times 8,0}{10,0} = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

e.  $m = n \cdot M = C_1 \cdot V_0 \cdot M$  A.N.  $m = 2,0 \times 10^{-2} \times 1,00 \times (32 + 16 \times 2) = 1,28 \text{ g}$

f. Pour  $1 \text{ m}^3$  :  $m' = 1,28 / 1,0 \times 10^4 = 1,28 \times 10^{-4} \text{ g}$  soit  $128 \mu\text{g}$

g. Cette valeur est inférieure au seuil d'alerte.