

Exercice 1 : « Dosage du glucose dans un jus de fruit »

On souhaite déterminer la masse de glucose présent dans 1,0 L de jus de fruit.

Pour cela, on prépare une solution de volume $V(\text{mélange}) = 50 \text{ mL}$ à partir du mélange d'un volume $V_1 = 2,0 \text{ mL}$ de jus de fruit, $V_2 = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution colorée de diiode de concentration $C_2 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et $V_3 = 28 \text{ mL}$ d'une solution d'hydroxyde de sodium.

1. Réaction entre le glucose et le diiode

Le glucose contenu dans le jus de fruit (que l'on notera $\text{RCOH}_{(\text{aq})}$) réagit avec le diiode $\text{I}_{2(\text{aq})}$. Il se forme des ions iodures iodure $\text{I}^{-}_{(\text{aq})}$ et le glucose se transforme en ion gluconate (qui sera noté $\text{RCOO}^{-}_{(\text{aq})}$).

L'équation de la réaction est : $\text{I}_{2(\text{aq})} + 3 \text{HO}^{-}_{(\text{aq})} + \text{RCOH}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{RCOO}^{-}_{(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{I}^{-}_{(\text{aq})}$

Dans le mélange étudié, seul le diiode est coloré.

1.1. Calculer la quantité de matière n_D de diiode initialement introduite dans le mélange.

Initialement, on introduit un volume $V_2 = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution de diiode de concentration $C_2 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Cela correspond à une quantité de matière égale à :

$$n_D = C_2 \cdot V_2 \quad \text{A.N. : } n_D = 2,0 \cdot 10^{-2} \times 20,0 \cdot 10^{-3} = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

1.2. Construire et compléter littéralement (avec des expressions littérales) le tableau d'évolution (descriptif) de la réaction étudiée. On notera n_G la quantité de matière de glucose initialement présente dans le mélange.

Equation de la réaction		$\text{I}_{2(\text{aq})} + 3 \text{HO}^{-}_{(\text{aq})} + \text{RCOH}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{RCOO}^{-}_{(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{I}^{-}_{(\text{aq})}$					
Etat du système	avancement	Quantité de matière (en mol)					
État initial	0	n_D	excès	n_G	0	excès	0
En cours	x	$n_D - x$	excès	$n_G - x$	x	excès	2 x
État final	x_{max}	$n_D - x_{\text{max}}$	excès	$n_G - x_{\text{max}}$	x_{max}	excès	2 x_{max}

1.3. Au bout d'une demi-heure, l'aspect de la solution n'évolue plus, celle-ci restant partiellement colorée. Quel est le réactif limitant ? Justifier la réponse.

Sachant que la seule espèce colorée est le diiode et qu'à l'état final la solution est partiellement colorée, on en déduit que le diiode est en excès (il n'a pas totalement réagit) .

Le réactif limitant est donc le **glucose** (espèce incolore) .

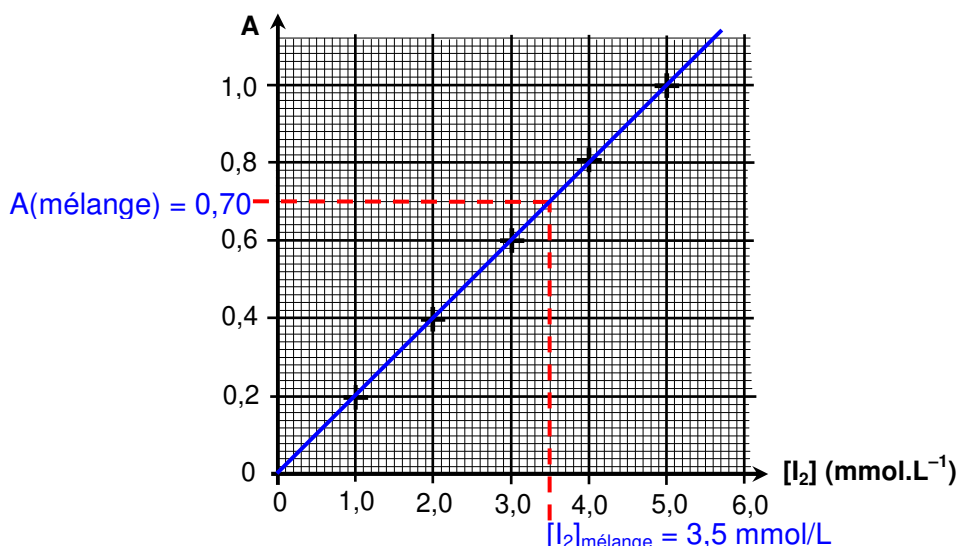
1.4. En déduire l'expression de l'avancement x_{max} en fonction de n_G . Justifier la réponse.

Le glucose est le réactif limitant, il disparaît donc totalement à l'état final , donc :

$$n_G - x_{\text{max}} = 0 \quad \text{soit} \quad x_{\text{max}} = n_G$$

2. Dosage du diiode en excès

2.1. Tracer la courbe $A = f([I_2])$. La loi de Beer-Lambert est-elle vérifiée ? Justifier la réponse.



D'après le loi de Beer-Lambert, l'absorbance d'une espèce colorée en solution est proportionnelle à la concentration molaire de cette espèce colorée OU $A = k \times C$.

Or la courbe représentant l'absorbance en fonction de la concentration molaire en diiode est une droite qui passe par l'origine, donc l'absorbance A est proportionnelle à la concentration massique C_m . La loi de Beer-Lambert est donc bien vérifiée.

2.2. L'absorbance du mélange étudié vaut $A(\text{mélange}) = 0,70$. Déterminer la valeur de la concentration, $[I_2]_R$ en diiode restant dans la solution. On expliquera la démarche qui devra apparaître clairement sur la courbe.

Sur la courbe d'étalonnage ci-dessus, on reporte le point d'ordonnée $A(\text{mélange}) = 0,70$ et on par projection sur l'axe des abscisse, on lit son abscisse qui correspond à la concentration molaire en diiode dans le mélange. Après repérage du point, on trouve : $[I_2]_{\text{mélange}} = 3,5 \text{ mmol.L}^{-1}$

2.3. En déduire la quantité de matière de diiode restant n_R (on rappelle que le volume de la solution préparée est $V(\text{mélange}) = 50 \text{ mL}$).

La quantité de diiode restant dans le mélange est : $n_R = [I_2]_{\text{mélange}} \times V(\text{mélange})$
A.N. : $n_R = 3,5 \cdot 10^{-3} \times 50 \cdot 10^{-3} = 1,75 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 1,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

2.4. Déterminer la quantité de matière de glucose n_G initialement présente dans le mélange.

D'après l'énoncé, la quantité de glucose n_G initialement présente dans le mélange peut s'écrire :

$$n_G = n_D - n_R$$

Avec d'après la question 1.1. : $n_D = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ et d'après la question 2.3 : $n_R = 1,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

D'où $n_G = 4,0 \cdot 10^{-4} - 1,75 \cdot 10^{-4} = 2,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

2.5. En déduire la masse m_G de glucose initialement présente dans le mélange.

La masse de glucose initialement présente dans le mélange est donnée par :

$$m_G = n_G \times M_G \quad \text{A.N. : } m_G = 2,25 \cdot 10^{-4} \times 180 = 4,05 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

2.6. Sachant que cette masse est celle contenue dans un volume $V_1 = 2,0 \text{ mL}$ de jus de fruit, en déduire, la masse m'_G de glucose présente dans un litre de jus de fruit.

Dans $V_1 = 2,0 \text{ mL}$, il y a $m_G = 4,05 \cdot 10^{-2} \text{ g}$

Donc dans $V_{\text{jus}} = 1,0 \text{ L} = 1\,000 \text{ mL}$ il y a $m'_G = \frac{m_G \times V_{\text{jus}}}{V_1}$

A.N. : $m'_G = \frac{4,05 \cdot 10^{-2} \times 1\,000}{2,0} = 20,5 \text{ g} \approx 20 \text{ g}$ Il y a donc 20 g de glucose dans 1,0 L de jus de fruit.

Exercice 2 : « Eau forte et gravure »

Partie I : « Solution d'acide nitrique »

1. Volume V_0 de solution commerciale à prélever pour préparer un volume $V_1 = 200$ mL d'acide nitrique à la concentration $C_1 = 1,0$ mol.L⁻¹.

Lors d'une dilution, la quantité de matière ne change pas donc : $n_0 = n_1$

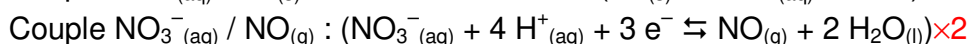
$$\text{Or } n_0 = C_0 \cdot V_0 \text{ et } n_1 = C_1 \cdot V_1 \quad \text{soit} \quad C_0 V_0 = C_1 V_1 \quad \text{d'où } V_0 = \frac{C_1 V_1}{C_0} \quad \text{A.N. : } V_0 = \frac{200 \times 1,0}{10,0} = 20 \text{ mL}$$

Il faut donc prélever 20 mL de solution d'acide nitrique commerciale pour préparer 200 mL de solution d'acide nitrique à 1,0 mol.L⁻¹.

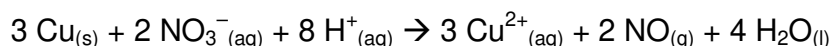
2. Pour préparer cette solution, on utilise une fiole jaugée de 200,0 mL.

Partie II : « Réaction d'oxydoréduction »

3. Couple $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$: $(\text{Cu}_{(\text{s})} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^-) \times 3$



4.



Exercice 2 : « Pile aluminium-zinc »

A. Préparation des solutions :

1. Pour préparer la solution de sulfate de zinc on dispose de sulfate de zinc solide ; on réalise donc une **dissolution**.

Déterminons la masse m_1 de sulfate de zinc à peser pour préparer $V_1 = 100,0$ mL de solution de concentration molaire en ions zinc égale à $[\text{Zn}^{2+}] = 0,30$ mol.L⁻¹.

$$m_1 = n_1 \times M(\text{ZnSO}_4) = C_1 \times V_1 \times M(\text{ZnSO}_4)$$

avec n_1 la quantité de matière de sulfate de zinc à dissoudre, C_1 la concentration molaire en sulfate de zinc de la solution à préparer et $M(\text{ZnSO}_4)$ la masse molaire du sulfate de zinc.

D'après l'équation de dissolution du sulfate de zinc : $\text{ZnSO}_{4(\text{s})} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$ on a la relation $n(\text{ZnSO}_4) = n_1 = n(\text{Zn}^{2+})$. On déduit que $C_1 = [\text{Zn}^{2+}] = 0,30$ mol.L⁻¹. D'où $m_1 = [\text{Zn}^{2+}] \times V_1 \times M(\text{ZnSO}_4)$

$$\text{A.N. : } M(\text{ZnSO}_4) = M(\text{Zn}) + M(\text{S}) + 4 \times M(\text{O}) = 65,4 + 32,1 + 4 \times 16,0 = 161,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\text{et } m_1 = 0,30 \times 100,0 \cdot 10^{-3} \times 161,5 = 4,8 \text{ g (on ne garde que 2 chiffres significatifs)}$$

Il faut donc peser 4,8 g de sulfate de zinc pour préparer cette solution.

Le matériel nécessaire pour préparer la solution est : du sulfate de zinc solide, une balance précise à 0,1 g, un verre de montre (ou coupelle), une spatule, une fiole jaugée de 100,0 mL avec son bouchon, un entonnoir, une pissette d'eau distillée, un bécher et une pipette simple.

2. Pour préparer la solution de chlorure d'aluminium on dispose d'une solution mère de chlorure d'aluminium de concentration molaire en ion aluminium égale à $[\text{Al}^{3+}]_0 = 2,0$ mol.L⁻¹ ; on réalise donc une **dilution**.

Déterminons le volume V_0 de solution mère à prélever pour préparer $V_2 = 100,0$ mL de solution de chlorure d'aluminium de concentration molaire en ion aluminium égale à $[\text{Al}^{3+}] = 0,10$ mol.L⁻¹ à partir de la solution mère à disposition.

Lors d'une dilution, la quantité de matière ne change pas donc : $n(\text{Al}^{3+})_0 = n(\text{Al}^{3+})_2$

$$\text{or } n(\text{Al}^{3+})_0 = [\text{Al}^{3+}]_0 \times V_0 \quad \text{et} \quad n(\text{Al}^{3+})_2 = [\text{Al}^{3+}] \times V_2$$

$$\text{ce qui donne la relation : } [\text{Al}^{3+}]_0 \times V_0 = [\text{Al}^{3+}] \times V_2$$

$$\text{soit } V_0 = \frac{[\text{Al}^{3+}] \times V_2}{[\text{Al}^{3+}]_0} \quad \text{A.N. : } V_0 = \frac{0,10 \times 100,0}{2,0} = 5,0 \text{ mL}$$

Il faut donc prélever 5,0 mL de solution mère de chlorure d'aluminium pour préparer cette solution.

Le matériel nécessaire pour préparer la solution est : la solution de chlorure d'aluminium de concentration molaire en ion aluminium égale à $[Al^{3+}]_0 = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$ dans un bécher, une pipette jaugée de 5,0 mL munie d'une poire à pipeter, une fiole jaugée de 100,0 mL avec son bouchon, une pissette d'eau distillée, un bécher et une pipette simple.

3. Détermination de la concentration molaire en ion chlorure de la solution de chlorure d'aluminium préparée :

D'après l'équation de dissolution : $AlCl_{3(s)} \xrightarrow{\text{eau}} Al^{3+}_{(aq)} + 3 Cl^{-}_{(aq)}$

on a la relation : $\frac{n(Al^{3+})}{1} = \frac{n(Cl^{-})}{3}$

Soit $n(Cl^{-}) = 3 \times n(Al^{3+})$.

Par définition : $[Cl^{-}] = \frac{n(Cl^{-})}{V_{sol}}$ et $[Al^{3+}] = \frac{n(Al^{3+})}{V_{sol}} = \frac{n(Cl^{-})}{3 \times V_{sol}} = \frac{[Cl^{-}]}{3}$

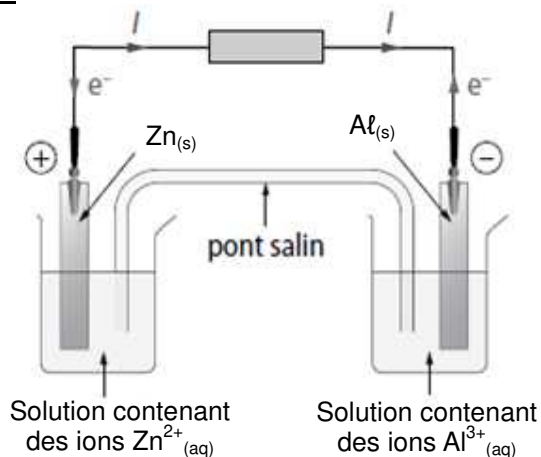
On déduit que $[Cl^{-}] = 3 \times [Al^{3+}]$

A.N. : $[Cl^{-}] = 3 \times 0,10 = 0,30 \text{ mol.L}^{-1}$.

La concentration molaire en ion chlorure de la solution préparée est de $0,30 \text{ mol.L}^{-1}$.

B. Fonctionnement de la pile :

4. Schéma de la pile :



5. Les couples redox mis en jeu dans cette pile sont $Al^{3+}_{(aq)} / Al_{(s)}$ et $Zn^{2+}_{(aq)} / Zn_{(s)}$
6. À l'électrode l'aluminium il se produit une oxydation : $Al_{(s)} \rightleftharpoons Al^{3+}_{(aq)} + 3 e^{-}$. À l'électrode de zinc il se produit une réduction : $Zn^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} \rightleftharpoons Zn_{(s)}$.

Des électrons sont libérés à l'électrode d'aluminium et ils migrent vers l'électrode de zinc où ils sont captés. Le courant circule dans le sens inverse des électrons, donc de l'électrode de zinc vers l'électrode d'aluminium. Or le courant circule de la borne + vers la borne - à l'extérieur du circuit, donc l'électrode de zinc est la borne + et celle d'aluminium est la borne -.

Dans le pont salin, les cations circulent dans le sens du courant, donc de l'électrode d'Al vers celle de Zn et les anions circulent dans le sens des électrons, donc de l'électrode de Zn vers celle d'Al.

7. L'équation de la réaction de fonctionnement de la pile lorsqu'elle débite s'obtient en additionnant les deux demi-équations redox se produisant à chaque électrode :

