

CORRIGE

1. LES LAGUNES SALICOLES : LIEU DE VIE DES ARTEMIAS

Hachette p40

► Solution rédigée

1 On dresse un tableau d'avancement de la réaction :

Équation de la réaction		Ag ⁺ (aq)	+	Cl ⁻ (aq)	→	AgCl(s)
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)				
État initial	x = 0	n _i (Ag ⁺)		n _i (Cl ⁻)		0
État intermédiaire	x	n _i (Ag ⁺) - x		n _i (Cl ⁻) - x		x
État final	x _{max}	n _f (Ag ⁺) = n _i (Ag ⁺) - x _{max}		n _f (Cl ⁻) = n _i (Cl ⁻) - x _{max}		x _{max}

Lorsque les ions argent ont entièrement consommé les ions chlorure, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, donc :

$$n_f(\text{Ag}^+) = n_f(\text{Cl}^-) = 0 \text{ mol}, \text{ donc } x_{\text{max}} = n_i(\text{Ag}^+) = n_i(\text{Cl}^-) \quad (1).$$

2 La solution aqueuse de nitrate d'argent a une concentration $C = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; le volume versé est $V_E = 17,1 \text{ mL}$.

La solution diluée de volume $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ a une concentration C_1 inconnue en ions chlorure.

D'après (1) : $C \cdot V_E = C_1 \cdot V_1$

La concentration molaire en ions chlorure, Cl⁻, dans la solution diluée est donc donnée par la relation :

$$C_1 = \frac{C \cdot V_E}{V_1} = \frac{5,00 \times 10^{-2} \times 17,1}{10,0}$$

soit : $C_1 = 8,55 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Déterminons la concentration massique t_1 en ions chlorure de la solution diluée d'eau du marais :

$$t_1 = C_1 \times M_{\text{Cl}}$$

soit : $t_1 = 8,55 \times 10^{-2} \times 35,5$.

Ainsi : $t_1 = 3,04 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

3 L'eau du marais est vingt fois plus concentrée. Soit t_0 sa concentration en ions chlorure : $t_0 = 20 \times t_1$; d'où : $t_0 = 60,7 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

4 La salinité est donnée par la relation de DITTMAR : $(S) = 1,806\,655 \times (\text{Cl})$, soit ici $(S) = 1,806\,655 \times t_0$; donc : $(S) = 110 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

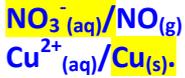
Réponse au problème posé

Les artémias peuvent se développer si $(S) > 30 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. Cette lagune salicole permet donc la survie des artémias.

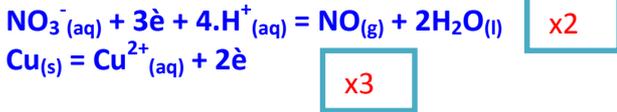
2. DOSAGE SPECTROPHOTOMETRIQUE DES IONS NITRATE D'UNE EAU

hachette p 42

1. Réaction entre le cuivre et les ions nitrates



Demi-équation rédox :



Equation bilan



2. Tableau d'avancement

	$2\text{NO}_3^- \text{(aq)} +$	$3\text{Cu(s)} +$	$+ 8\text{H}^+ \text{(aq)}$	\rightleftharpoons	2NO(g)	$+ 4\text{H}_2\text{O(l)}$	$+ 3\text{Cu}^{2+} \text{(aq)}$
$x = 0$	$n_0(\text{NO}_3^- \text{(aq)})$						$n_0(\text{Cu}^{2+} \text{(aq)}) = 0$
x							
x_f	$n_f(\text{NO}_3^- \text{(aq)}) =$ $n_0(\text{NO}_3^- \text{(aq)}) - 2x$						$n_f(\text{Cu}^{2+} \text{(aq)}) = 3x$

Relation entre les quantités de matière de $n_f(\text{Cu}^{2+} \text{(aq)})$ et de $n_0(\text{NO}_3^- \text{(aq)})$

Le Cu étant en excès, les ions $\text{NO}_3^- \text{(aq)}$ sont en défaut donc :

$$n_f(\text{NO}_3^- \text{(aq)}) = 0 = n_0(\text{NO}_3^- \text{(aq)}) - 2x$$

$$x = \frac{n_0(\text{NO}_3^- \text{(aq)})}{2}$$

Or

$$n_f(\text{Cu}^{2+} \text{(aq)}) = 3x$$

Donc :

$$n_f(\text{Cu}^{2+} \text{(aq)}) = \frac{3}{2} \cdot n_0(\text{NO}_3^- \text{(aq)})$$

3. Calcul de la concentration des solutions :

Si	S0	S1	S2	S3
Ci mol.L ⁻¹	$2 \cdot 10^{-2}$ mol.L ⁻¹	$1,5 \cdot 10^{-2}$ mol.L ⁻¹	$1 \cdot 10^{-2}$ mol.L ⁻¹	$0,5 \cdot 10^{-2}$ mol.L ⁻¹

Pour S0 :

Calcul de n_0 :

$$n_0 = \frac{m}{M} = \frac{0,25}{249,5} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Calcul de C_0 :

$$C_0 = \frac{n_0}{V} = \frac{1,0 \cdot 10^{-3}}{50 \cdot 10^{-3}} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calcul de C_1 avec la dilution

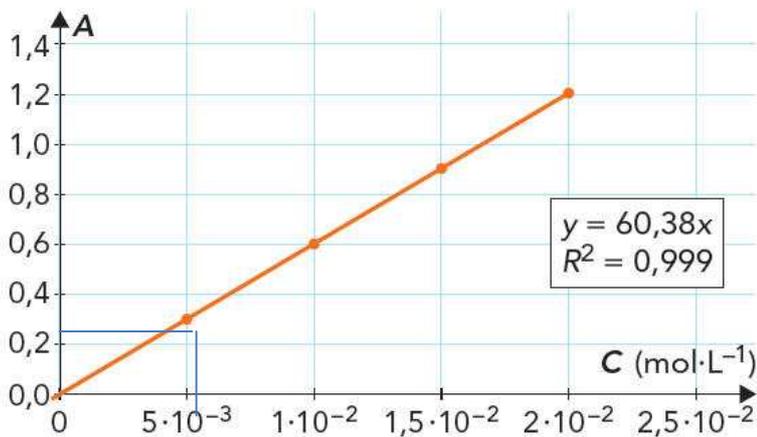
$$C_0 \cdot V_0 = C_1 \cdot V_1$$

$$2,0 \cdot 10^{-2} \cdot 7,5 = C_1 \cdot 10$$

$$C_1 = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Pareil avec les autres

4. Graphique A = f(C)



Concentration en ions $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ (dans l'eau polluée)

Pour $A = 0,366$, on trouve $C = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

5. Calcul du nombre de mole d'ion $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$

On a l'équation : $4\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$

	$4\text{NH}_3(\text{aq})$	$+ \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$	\rightleftharpoons	$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}_{(\text{aq})}$
$x = 0$		$n_0(\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})})$		$n_0(\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}_{(\text{aq})}) = 0$
x				
x_f		$n_f(\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}) =$ $n_0(\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}) - x$		$n(\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}_{(\text{aq})}) = x$

Comme les ions $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ sont en défaut, on a

$$n_0(\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}) - x = 0 \quad \text{et} \quad n(\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}_{(\text{aq})}) = x$$

$$\text{Donc} \quad n(\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}_{(\text{aq})}) = n_0(\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})})$$

Calcul de $n_0(\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})})$

$$C = \frac{n(\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}_{(\text{aq})})}{V}$$

$$n(\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}_{(\text{aq})}) = C \cdot V = 6 \cdot 10^{-3} \cdot 100 \cdot 10^{-3} = 6 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = n_0(\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})})$$

6. Calcul du nb de moles d'ions $n_0(\text{NO}_3^-_{(\text{aq})})$

$$n_0(\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}) = \frac{3}{2} \cdot n_0(\text{NO}_3^-_{(\text{aq})})$$

$$n_0(\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}) = \frac{2}{3} n_0(\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}) = \frac{2 \cdot 6 \cdot 10^{-4}}{3} = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \quad (\text{dans 5 mL d'eau polluée})$$

7. Calcul de la concentration massique:

$$t = \frac{m}{V} = \frac{n \cdot M}{V} = \frac{4 \cdot 10^{-4} \cdot 62}{5 \cdot 10^{-3}} = 5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

La limite de qualité est fixée par le décret à $50 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$: l'eau n'est donc pas potable.

3. L'ENDOSULFANE

Bordas p12

la molécule d'endosulfane et son utilisation

- La molécule d'endosulfane est un pesticide utilisé dans la culture du coton, du café, du riz, du thé, du soja et de légumes.
- Non, il est interdit en France comme dans les autres pays de l'Union européenne.
- Son utilisation peut provoquer des troubles endocriniens sur les animaux et les êtres humains avec des conséquences sur leur reproduction et leur développement (malformations par exemple).
- L'endosulfane est un organochloré car cette molécule contient des atomes de carbone et de chlore.
- L' α -endosulfane et le β -endosulfane sont des isomères, et plus particulièrement des stéréoisomères car ils ont la même formule brute $\text{C}_9 \text{H}_6 \text{Cl}_6 \text{O}_3 \text{S}$ mais ils diffèrent par l'organisation spatiale des atomes.

Dégradation de la molécule d'endosulfane

- Dans l'eau naturelle : la dégradation sous lampe polychromatique de l' α -endosulfane est plus lente que celle du β -endosulfane ;
- α -endosulfane : $t_{1/2} \approx 19 \text{ h}$;
 β -endosulfane : $t_{1/2} \approx 13 \text{ h}$;
- La dégradation des endosulfanes α et β est plus rapide dans l'eau naturelle que dans l'eau déionisée. Des espèces chimiques présentes dans l'eau naturelle accélèrent donc la dégradation des endosulfanes α et β .
- a. La dégradation de l' α -endosulfane et du β -endosulfane est plus lente sous irradiation solaire que sous la lampe UV.
- On peut penser que la puissance lumineuse fournie par le soleil est moins grande que celle fournie par la lampe.
- L'endosulfane est un polluant organique persistant car sa dégradation est très lente dans l'eau dans les conditions naturelles.

Limiter le rejet d'eaux polluées

- l) La présence du système $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ a pour effet de diminuer le temps de demi-réaction.
- m) Le système $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ est un catalyseur de cette réaction. Il s'agit d'une catalyse homogène car le catalyseur est en solution aqueuse.
- n) Les eaux de rinçage sont traitées de la manière suivante : on introduit le catalyseur $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ et on expose la solution à une lampe UV. La dégradation est ainsi accélérée.

Pour conclure

- o) La cinétique de dégradation de l'endosulfane dépend de la puissance de la source d'UV utilisée et de la présence ou non du catalyseur $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$.
- p) L'endosulfane est désormais sur la liste des polluants organiques persistants et devrait être interdit dès 2012 dans le monde.

4. SURVEILLANCE ET LUTTE CONTRE L'OZONE TROPOSPHERIQUE

Hathier p19

- a) On peut déduire de la fig 1 que l'automobile est directement responsable de la production de NO_2 en comparant l'évolution de la concentration en NO_2 les jours ouvrables et les jours chômés.
 - Pas de pic dans la concentration en NO_2 les jours chômés lorsque les automobiles sont peu nombreuses à circuler (la conc reste cste à ~ 10 ppb)
 - Pic de concentration en NO_2 jusqu'à 40 ppb les jours ouvrables particulièrement notable en début de matinée lorsque les automobilistes sont nombreux à se rendre au travail.
- b) On peut de la même manière conclure que l'automobile est en partie responsable de la production d'ozone en comparant la production d' O_3 les jours ouvrables et les jours chômés.
 - On observe une légère augmentation de la production d' O_3 en journée les jours chômés
 - contre une très forte augmentation les jours ouvrés.
 Il faut également tenir compte du rôle de l'ensoleillement.
- c) L'équation chimique $\text{NO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{O}_3$ correspond à la formation d'ozone à partir de NO_2 . Il se forme 1 molécule d' O_3 pour chaque molécule de NO_2 qui réagit et donc disparaît. Cette réaction se produit sous l'effet du rayonnement solaire. En conséquence cette réaction est en accord avec la diminution de NO_2 observée en début de matinée une fois le soleil levé.
- d) Différents gaz polluants sont émis par les automobiles et nécessitent d'être transformés : du CO, des hydrocarbures tq CH_4 , des NO_x (cf doc 1)
- e) On utilise un catalyseur afin d'accélérer les réactions de transformation de ces gaz polluants qui sont généralement lentes à température ambiante. (doc 2)
La transformation se produit lors du passage des gaz ds le pot catalytique à des températures de 600 à 800°C.
- f) La destruction du monoxyde de carbone selon : $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$
et du méthane selon : $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
nécessite un apport d'oxygène (doc 2).
- g) La réaction (3) : $2\text{NO} + 2\text{CO} \rightarrow 2\text{CO}_2 + \text{N}_2$ se déroule sans apport d'oxygène et conduit à la destruction du monoxyde d'azote. Elle nécessite la présence de CO en proportion égale/NO. Or on vient de voir qu'un apport d'oxygène conduit à la diminution de la quantité de CO ds les gaz d'échappement et peut donc nuire indirectement à la destruction du monoxyde d'azote selon la réaction (3).
- h) La sonde lambda est un capteur qui permet de déterminer le taux de dioxygène dans les gaz d'échappement. Ses mesures donnent la possibilité au calculateur d'injection de déterminer la proportion du mélange air-carburant pour laquelle l'efficacité du moteur sera optimale. Cela permet un faible niveau de rejets polluants (et éventuellement une consommation réduite).