Ce document a été mis en ligne par l'organisme FormaV®.

Toute reproduction, représentation ou diffusion, même partielle, sans autorisation préalable, est strictement interdite.

Pour en savoir plus sur nos formations disponibles, veuillez visiter :
formav.co/explorer

BTS OPTICIEN LUNETIER • CORRIGÉ DÉTAILLÉ

Sciences physiques - U. 32

Session 2010 • Code sujet : **MTE3SC** • Durée : **2 heures** • Coefficient : **2,5**

Sommaire

Cliquez sur une partie pour y accéder directement

1. **Formules et structure de molécules de polluants** (4 questions) — **Page 3**
2. **Électrocoagulation et chimie de l’aluminium** (13 questions) — **Page 5**
3. **Diagramme potentiel-pH et comportement de l’aluminium** (4 questions) — **Page 9**
4. **Grandeurs électriques, échauffement et consommation de l’anode** (5 questions) — **Page 12**
5. **Ce qu’il faut retenir & Questions fréquentes (FAQ)** (Synthèse & Q&A Examen) — **Page 14**

Sujet officiel (PDF) : https://coursbtsol.fr/assets/annales/bts-ol/E4.3 - Systèmes optiques - Etude technique des systèmes optiques/2010/BTS OL - E4.3 - Systèmes optiques - Etude technique des systèmes optiques - Session 2010 - 1-Sujet.pdf

1. Formules et structure de molécules de polluants

La partie présente des polluants industriels et domestiques, notamment le benzène, des composés chlorés et un agent de mouillage. Elle évalue l'écriture de formules chimiques, les configurations électroniques et la représentation de Lewis et VSEPR d'une molécule.

Partie 1

Question 1.1. Écrire les formules des quatre molécules A à D : benzène, 1,2-dichloroéthane, pentachlorophénol et trichloroéthylène.

Les formules moléculaires et semi-développées rendent compte des atomes et de leur enchaînement. Le 1,2-dichloroéthane est saturé, tandis que le trichloroéthylène possède une double liaison et correspond au 1,1,2-trichloroéthène. Dans le pentachlorophénol, cinq hydrogènes du cycle du phénol sont remplacés par des atomes de chlore.

Molécule	Formule
A - Benzène	C_6H_6
B - 1,2-dichloroéthane	$ClCH_2\text{-}CH_2Cl$
C - Pentachlorophénol	C_6HCl_5O
D - Trichloroéthylène	$Cl_2C{=}CHCl$

✓ RÉPONSE À RETENIR

A : C_6H_6 ; B : $ClCH_2\text{-}CH_2Cl$; C : C_6HCl_5O ; D : $Cl_2C{=}CHCl$.

Question 1.2. Écrire la formule semi-développée du composé F, le paranonylphénol ou 1,4-hydroxynonylbenzène.

Le composé F est un nonylphénol substitué en para : les groupes hydroxyle et nonyle occupent les positions 1 et 4 du cycle benzénique. Le cycle porte donc deux substituants et s'écrit C_6H_4. Le groupe nonyle linéaire contient neuf carbones : huit groupes CH_2 et un groupe CH_3 terminal. En écriture semi-développée, on relie le premier CH_2 du nonyle au cycle.

✓ RÉPONSE À RETENIR

p-$HO\text{-}C_6H_4\text{-}(CH_2)_8\text{-}CH_3$.

Question 1.3. Donner les configurations électroniques des atomes de carbone C (Z = 6) et de chlore Cl (Z = 17).

Pour chacun de ces atomes neutres, le nombre d'électrons est égal au numéro atomique Z. On remplit les sous-couches dans l'ordre 1s, 2s, 2p, 3s, puis 3p, en respectant leur capacité. La somme des exposants doit retrouver Z. La notation par couches indique également la répartition des électrons entre K, L et M.

- Carbone, Z = 6 : $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$, soit K^2L^4.
- Chlore, Z = 17 : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$, soit $K^2L^8M^7$.

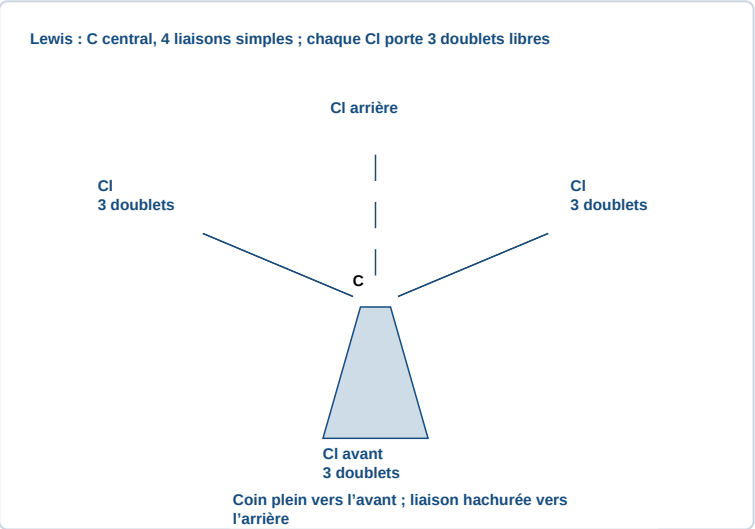
✓ RÉPONSE À RETENIR

C : $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$; Cl : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$.

Question 1.4. Donner la représentation de Lewis du tétrachlorure de carbone E, préciser le type de géométrie spatiale de cette molécule selon la méthode VSEPR et en faire la représentation.

Le carbone central possède quatre électrons de valence et forme une liaison simple avec chacun des quatre chlore. Chaque chlore complète son octet par trois doublets non liants ; le carbone ne porte aucun doublet libre. En VSEPR, les quatre domaines liants donnent AX_4, sans doublet non liant central : la géométrie est tétraédrique. L'angle Cl-C-Cl vaut environ 109,5°. Le dessin distingue une liaison en coin plein vers l'avant et une liaison hachurée vers l'arrière.

CCl_4 : représentation de Lewis et géométrie tétraédrique



Projection conventionnelle du tétraèdre : coin plein vers l'avant, liaison hachurée vers l'arrière.

✓ RÉPONSE À RETENIR

CCl_4 : Lewis avec quatre liaisons C-Cl et trois doublets libres sur chaque Cl ; géométrie tétraédrique AX_4.

2. Électrocoagulation et chimie de l'aluminium

La partie étudie un module d'électrocoagulation qui traite un effluent aqueux avec une anode sacrificielle en aluminium et une cathode où se dégage du dihydrogène. Les questions portent sur les réactions électrochimiques, les potentiels, les équilibres de solubilité et les formes de l'aluminium en fonction du pH.

Partie 2

Question 2.1.1. Pour chaque espèce du couple rédox $Al^{3+}(aq)$ / Al(s), donner le degré d'oxydation de l'aluminium.

Dans Al^{3+}, la charge de l'ion donne le degré d'oxydation de l'aluminium. Dans le corps simple Al(s), le degré d'oxydation est nul.

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> Al^{3+} : +III ; Al(s) : 0.

Question 2.1.2. Écrire la réaction à l'anode pour le couple $Al^{3+}(aq)$ / Al(s), puis préciser s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.

À l'anode, l'aluminium métallique cède trois électrons pour former des ions Al^{3+}. Une perte d'électrons est une oxydation.

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> $Al(s) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3\ e^-$: oxydation.

Question 2.2.1. Pour le couple H_2O / $H_2(g)$, écrire la réaction à la cathode en milieu acide puis en milieu basique.

On équilibre la réduction de l'eau en milieu acide avec les ions oxonium, et en milieu basique avec les ions hydroxyde. Les deux demi-équations sont équilibrées en atomes et en charges.

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> Acide : $2\ H_3O^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ H_2O$. Basique : $2\ H_2O + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ HO^-$.

Question 2.2.2. Préciser si la réaction à la cathode est une oxydation ou une réduction, et justifier la réponse.

Dans la demi-équation cathodique, les électrons sont des réactifs : ils sont captés lors de la formation de H_2. Un gain d'électrons caractérise une réduction.

✓ RÉPONSE À RETENIR

À la cathode, il se produit une réduction.

Question 2.3.1. Donner les relations de Nernst pour les deux couples rédox précédents : $Al^{3+}(aq)$ / Al(s) et $H^+(aq)$ / $H_2(g)$.

À 25 °C, on applique Nernst aux demi-équations écrites dans le sens de la réduction. Les activités des solides sont égales à 1 ; la pression de H_2 est exprimée relativement à 1 bar.

✓ RÉPONSE À RETENIR

Al^{3+}/Al : $E = -1{,}66 + \frac{0{,}06}{3}\log[Al^{3+}]$. H^+/H_2 : $E = 0{,}06\log[H^+] - \frac{0{,}06}{2}\log P(H_2)$.

Question 2.3.2. À l'aide des données fournies, calculer à pH = 3 le potentiel de chacune des deux électrodes.

Pour l'aluminium, $[Al^{3+}] = 1\,\text{mol}\,\text{L}^{-1}$, donc le terme logarithmique est nul. À pH 3, $[H^+] = 10^{-3}\,\text{mol}\,\text{L}^{-1}$ et $P(H_2) = 1\,\text{bar}$, ce qui annule le terme de pression.

✓ RÉPONSE À RETENIR

$E(Al^{3+}/Al) = -1{,}66\,\text{V}$; $E(H^+/H_2) = -0{,}18\,\text{V}$.

Question 2.3.3. À partir des potentiels calculés à la question 2.3.2, déduire la tension minimale théorique à appliquer pour observer la dissolution de l'électrode d'aluminium à pH = 3.

La tension minimale théorique correspond à l'écart entre le potentiel de réduction à la cathode et celui du couple Al^{3+}/Al. On utilise les potentiels obtenus à la question précédente.

✓ RÉPONSE À RETENIR

$U_{\min} = (-0{,}18) - (-1{,}66) = 1{,}48\,\text{V}$.

Question 2.3.4. Expliquer pourquoi, en pratique, il faut imposer une différence de potentiel supérieure au potentiel thermodynamique calculé à la question 2.3.3.

La valeur calculée est thermodynamique : elle ne prend pas en compte les résistances ni la cinétique réelle. Il faut aussi compenser les surtensions aux électrodes et les chutes ohmiques dans l'effluent. La couche d'alumine peut freiner la dissolution ; les ions chlorure favorisent sa corrosion par piqûres.

✓ RÉPONSE À RETENIR

En pratique, la tension appliquée doit dépasser 1,48 V pour compenser les surtensions, les chutes ohmiques et les effets de la couche d'alumine.

Question 2.4.1. Écrire la réaction de précipitation de l'hydroxyde d'aluminium Al(OH)₃(s).

Un ion Al^{3+} réagit avec trois ions hydroxyde pour former le précipité neutre $Al(OH)_3$. L'équation conserve les atomes et la charge électrique.

✓ RÉPONSE À RETENIR

$Al^{3+}(aq) + 3\ HO^-(aq) \rightarrow Al(OH)_3(s)$.

Question 2.4.2. Calculer le pH de début de précipitation de Al(OH)₃(s), noté pH₁, pour une concentration en ions Al³⁺(aq) égale à 1,00 mol·L⁻¹, à l'aide des données fournies.

Au début de la précipitation, $K_{s1} = [Al^{3+}][HO^-]^3$. Avec $K_{s1} = 10^{-33}$ et $[Al^{3+}] = 1{,}00\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$, on obtient $[HO^-] = 10^{-11}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$, donc pOH = 11. À 25 °C, pH + pOH = 14.

✓ RÉPONSE À RETENIR

$pH_1 = 3{,}00$.

Question 2.4.3. Pour les réactions indiquées, exprimer les constantes d'équilibre K₂ et K₃, déduire l'expression de K₂ en fonction de K₃ et Ks₁, puis calculer K₂ à 25 °C.

Les solides ont une activité égale à 1. Ainsi, $K_2 = [Al(OH)_4^-]/[HO^-]$ et $K_3 = [Al(OH)_4^-]/([Al^{3+}][HO^-]^4)$. Comme $K_{s1} = [Al^{3+}][HO^-]^3$, la combinaison des expressions donne $K_2 = K_3 K_{s1}$.

✓ RÉPONSE À RETENIR

$K_2 = 10^{35} \times 10^{-33} = 10^2 = 100$.

Question 2.4.4. Vérifier qu'à 25 °C le pH de redissolution totale de l'hydroxyde amphotère Al(OH)₃(s), noté pH₂, est égal à 12.

À la redissolution totale, la concentration du complexe $[Al(OH)_4^-]$ vaut $1{,}00\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$. Avec $K_2 = 100 = [Al(OH)_4^-]/[HO^-]$, on obtient $[HO^-] = 10^{-2}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$, donc pOH = 2. À 25 °C, pH = 14 − pOH.

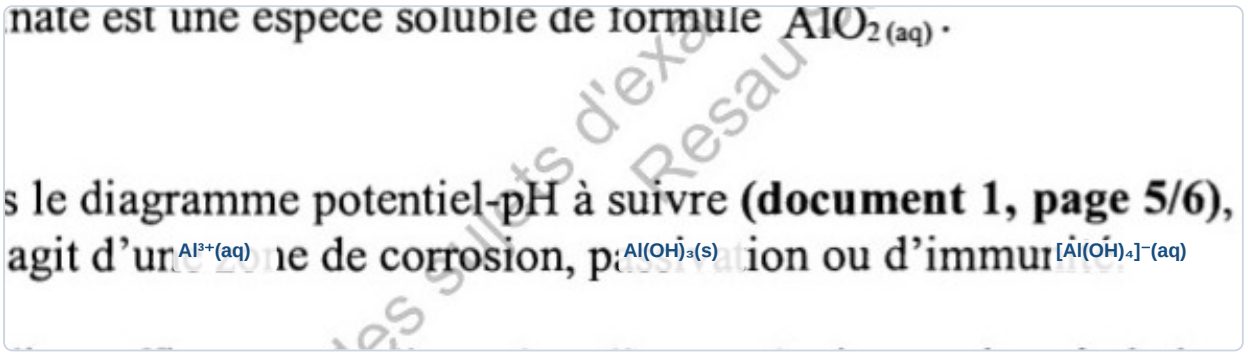
✓ **RÉPONSE À RETENIR**

$pH_2 = 12$.

Question 2.4.5. Recopier et compléter le diagramme de pH en indiquant, dans chacun des trois intervalles délimités par pH_1 et pH_2, la ou les formes dissoutes de l'espèce aluminium.

En dessous de $pH_1 = 3$, l'aluminium est dissous sous forme Al^{3+}. Entre $pH_1 = 3$ et $pH_2 = 12$, il précipite sous forme solide $Al(OH)_3$: ce n'est pas une forme dissoute. Au-dessus de 12, il se redissout sous forme de complexe tétrahydroxoaluminate.

Diagramme de pH complété



✓ **RÉPONSE À RETENIR**

$pH < 3$: $Al^{3+}(aq)$; $3 < pH < 12$: $Al(OH)_3(s)$; $pH > 12$: $[Al(OH)_4]^-(aq)$.

3. Diagramme potentiel-pH et comportement de l’aluminium

Cette partie s’appuie sur le diagramme potentiel-pH de l’aluminium et de l’eau, qui distingue les domaines de corrosion, de passivation et d’immunité. Elle étudie la réactivité de l’aluminium avec le dioxygène et l’eau, ainsi que le phénomène de passivation.

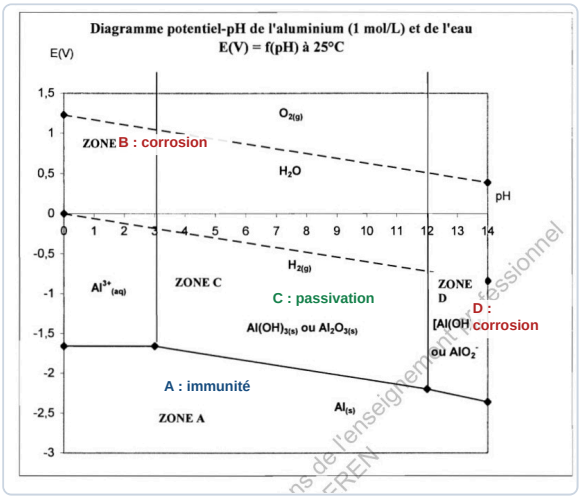
Partie 3

Question 3.1. À partir du diagramme potentiel-pH du document 1, préciser pour chacune des zones A, B, C et D s’il s’agit d’une zone de corrosion, de passivation ou d’immunité.

Les frontières du diagramme séparent les domaines de stabilité des espèces. Lorsque l’aluminium métallique est stable, il est immunisé ; lorsqu’une espèce aluminium soluble est stable, le métal peut se dissoudre : c’est la corrosion. Un solide comme $Al(OH)_3$ ou Al_2O_3 forme un dépôt protecteur : c’est la passivation. La lecture des espèces inscrites dans les zones donne :

Zone	Espèce stable	Comportement
A	Al(s)	Immunité
B	$Al^{3+}(aq)$	Corrosion
C	$Al(OH)_3(s)$ ou $Al_2O_3(s)$	Passivation
D	$[Al(OH)_4]^-(aq)$ ou $AlO_2^-(aq)$	Corrosion

Comportement de l’aluminium selon les zones



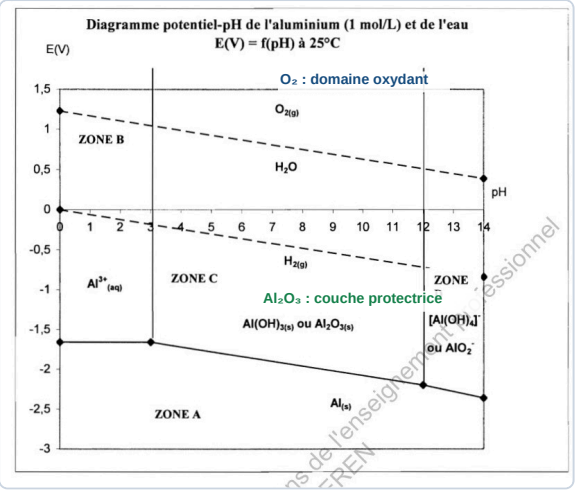
✓ **RÉPONSE À RETENIR**

A : immunité ; B : corrosion ; C : passivation ; D : corrosion, selon les espèces stables du diagramme.

Question 3.2. Un étudiant affirme que le dioxygène dissous réagit avec le métal aluminium quelle que soit la valeur du pH. Dire s'il a raison ou tort.

Oui, si « réagit » désigne l'oxydation thermodynamiquement possible : sur tout l'intervalle de pH du diagramme, le domaine de stabilité du dioxygène est au-dessus de celui de l'aluminium métallique. Le dioxygène peut donc oxyder l'aluminium et former de l'alumine. Il faut toutefois distinguer cette réaction initiale de la corrosion qui se poursuit : la couche d'alumine peut protéger le métal et ralentir fortement sa réaction ultérieure.

Dioxygène oxydant et couche passivante



✓ **RÉPONSE À RETENIR**

Il a raison : O_2 peut oxyder l'aluminium à tout pH, même si l'alumine formée le passivise ensuite.

Question 3.3. Justifier que l'eau réagit avec le métal aluminium quel que soit le pH, puis écrire le bilan de cette réaction à pH = 7 à partir des couples rédox fournis.

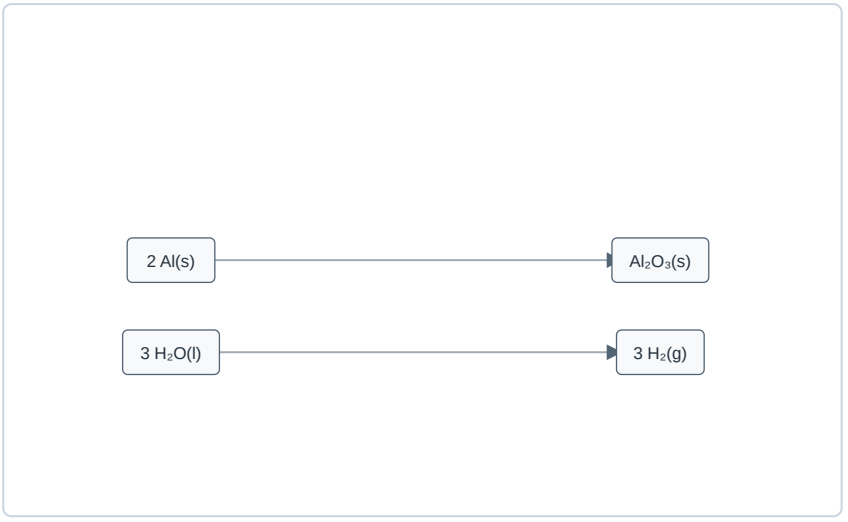
À tout pH, la frontière du couple H_2O/H_2 est située à un potentiel supérieur à celle du couple Al_2O_3/Al : l'eau peut donc oxyder l'aluminium. À pH 7, on peut écrire les demi-équations :

$2\ Al + 3\ H_2O \rightarrow Al_2O_3 + 6\ H^+ + 6\ e^-$

$6\ H_2O + 6\ e^- \rightarrow 3\ H_2 + 6\ OH^-$

En les additionnant, les électrons s'éliminent et H^+ réagit avec OH^- pour former de l'eau. Après simplification, on obtient le bilan global indiqué dans le résultat.

Bilan de la réaction de l’aluminium avec l’eau à pH 7



Équation-bilan : $2\ Al + 3\ H_2O \rightarrow Al_2O_3 + 3\ H_2$

✓ RÉPONSE À RETENIR

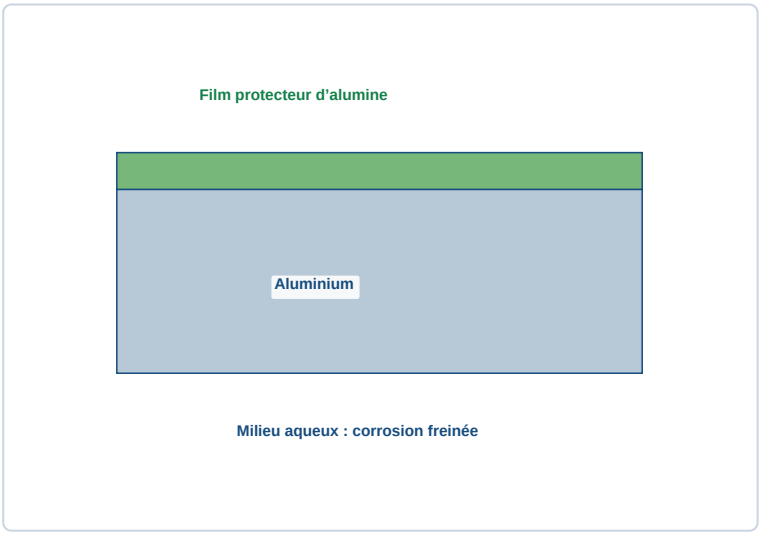
$2\ Al(s) + 3\ H_2O(l) \rightarrow Al_2O_3(s) + 3\ H_2(g)$, réaction spontanée avec l’eau.

Question 3.4. Décrire succinctement le phénomène de passivation.

La passivation est un phénomène de protection de la surface du métal, et non une disparition de la réaction initiale. Dans le cas de l’aluminium :

1. Une réaction avec le milieu forme une fine couche d’alumine à la surface.
2. Cette couche adhérente et peu perméable isole le métal du milieu.
3. Elle freine ainsi la poursuite de l’oxydation et de la corrosion.

Principe de la passivation de l’aluminium



✓ RÉPONSE À RETENIR

L’alumine forme une couche adhérente et protectrice qui ralentit fortement la corrosion de l’aluminium.

4. Grandeurs électriques, échauffement et consommation de l’anode

Un pilote d’électrocoagulation traite un effluent d’une industrie textile entre deux plaques d’aluminium, avec une surface, un écartement, une intensité, un débit et une conductivité spécifiés. Les questions portent sur la résistance, l’effet Joule, l’échauffement de l’effluent et la variation de masse de l’anode selon la loi de Faraday.

Partie 4

Question 4.1. À partir de l’expression R = L / (γ S) et des données du pilote, calculer la résistance de la solution entre les électrodes.

La résistance de l’effluent entre les plaques est donnée par $R = L/(\gamma S)$. En unités SI, L = 2,0 cm = 0,020 m, S = 175 cm² = 0,0175 m² et γ = 2,4 mS·cm⁻¹ = 0,24 S·m⁻¹. Ainsi, $R = 0{,}020/(0{,}24 \times 0{,}0175) = 4{,}76\ \Omega$. Avec les chiffres significatifs des données, la résistance vaut environ 4,8 Ω.

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> $R \approx 4{,}8\ \Omega$

Question 4.2. Exprimer puis calculer la puissance P dissipée par effet Joule lorsque le module d’électrocoagulation fonctionne.

La puissance dissipée par effet Joule est $P = RI^2$. L’intensité vaut 5,0 A et la résistance calculée est 4,76 Ω. On obtient donc :

$P = 4{,}76 \times 5{,}0^2 = 119$ W. La puissance représente l’énergie dissipée chaque seconde ; son unité est le watt. En tenant compte des chiffres significatifs des données, le résultat s’écrit environ $1{,}2 \times 10^2$ W.

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> $P \approx 1{,}2 \times 10^2$ W

Question 4.3. Vérifier que l’énergie dissipée par effet Joule en une heure est E = 4,3 × 10⁵ J.

L’énergie dissipée pendant une durée t est $E = Pt$. Pour une heure, t = 3 600 s. Avec les valeurs non arrondies de la résistance et de la puissance :

$$E = [0{,}020/(0{,}24 \times 0{,}0175)] \times 5{,}0^2 \times 3\,600 = 4{,}29 \times 10^5 \text{ J}.$$

Cette valeur, arrondie à deux chiffres significatifs, confirme l’énergie demandée.

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> $E \approx 4{,}3 \times 10^5$ J

Question 4.4. En établissant le bilan énergétique sur une heure de fonctionnement du module, évaluer la variation de température ΔT de l'effluent traité à l'aide des données fournies.

En une heure, le volume traité est V = 600 L = 0,600 m³. Avec la masse volumique de 1 000 kg·m⁻³, la masse d'effluent est m = 600 kg. En supposant que toute l'énergie Joule chauffe l'effluent, le bilan thermique donne :

$E = mC_V\Delta T$, donc $\Delta T = 4{,}3 \times 10^5/(600 \times 4\,185) = 0{,}171$ °C. La hausse de température reste donc faible, d'environ 0,17 °C.

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> $\Delta T \approx 0{,}17$ °C

Question 4.5. En appliquant la loi de Faraday au couple Al^{3+} / Al, évaluer la variation de masse ΔmAl de l'anode en aluminium après une heure de fonctionnement.

À l'anode, l'aluminium s'oxyde selon $Al \rightarrow Al^{3+} + 3\,e^-$. Une mole d'aluminium consommée libère donc trois moles d'électrons. D'après la loi de Faraday, la masse consommée pendant une heure est :

1. t = 3 600 s et $Q = It$.
2. $m = MIt/(3F) = 27 \times 5{,}0 \times 3\,600/(3 \times 96\,485) = 1{,}68$ g.

La masse de l'anode diminue : la variation est négative.

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> $\Delta m_{Al} \approx -1{,}7$ g

Ce qu'il faut retenir de ce sujet (Session 2010)

Bilan de l'épreuve : Épreuve de BTS Métiers de l'eau, Sciences physiques U. 32, session 2010, code MTE3SC, durée deux heures, coefficient 2,5. Elle étudie les polluants puis l'électrocoagulation des effluents par une anode d'aluminium. Les compétences évaluées couvrent formules et géométrie moléculaires, rédox, équilibres de solubilité, diagramme potentiel-pH et calculs électriques, thermiques et électrochimiques.

Notions-clés, formules & règles à maîtriser

- À l'anode, l'aluminium s'oxyde selon $Al(s) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3\ e^-$.
- À la cathode, la réduction de l'eau produit du dihydrogène; équilibrer la réaction selon le milieu acide ou basique.
- À l'équilibre, le produit de solubilité de $Al(OH)_3$ vérifie $K_{s1} = [Al^{3+}][OH^-]^3$.
- La loi de Faraday relie la charge à la quantité d'électrons échangés : $n(e^-) = It/F$.

Points de vigilance & attentes du jury

- Équilibrer les demi-équations rédox en vérifiant les atomes, les charges et la prise en compte du milieu.
- Dans la relation de Nernst, tenir compte des concentrations, du pH, de la pression du gaz et du nombre d'électrons échangés.
- Lire le diagramme potentiel-pH en distinguant corrosion, immunité et passivation, et repérer les espèces des domaines.
- Convertir les unités avant les calculs : dimensions en mètres, conductivité en unités cohérentes, durée en secondes et débit en volume traité.

Questions fréquentes sur cette épreuve (Q&A Examen)

Q : Comment déterminer le sens d'une réaction à une électrode ?

Écrire le couple sous la forme oxydant/réducteur, puis établir la demi-équation équilibrée. À l'anode se produit une oxydation avec libération d'électrons; à la cathode se produit une réduction avec consommation d'électrons.

Q : Comment utiliser le pH dans la relation de Nernst ?

Écrire la relation de Nernst pour la demi-équation équilibrée, puis remplacer la concentration en ions H^+ par 10^{-pH}. Respecter le nombre d'électrons échangés et, pour le dihydrogène, utiliser la pression partielle indiquée.

Q : Comment organiser le temps dans cette épreuve ?

L'épreuve dure deux heures et comporte quatre parties, notées sur 4, 9, 3 et 4 points. Repérer les questions accessibles, détailler les étapes de calcul et réserver du temps pour vérifier les unités et les réponses.

Q : Que faut-il montrer pour obtenir les points dans un calcul ?

Présenter la relation utilisée, les données avec leurs unités, les conversions nécessaires et le résultat avec une précision adaptée. Pour une vérification, comparer explicitement le résultat obtenu à la valeur demandée.

Sujet officiel associé (PDF) : https://coursbtsol.fr/assets/annales/bts-ol/E4.3 - Systèmes optiques - Etude technique des systèmes optiques/2010/BTS OL - E4.3 - Systèmes optiques - Etude technique des systèmes optiques - Session 2010 - 1-Sujet.pdf
Ressources BTS Opticien Lunetier : Toutes les annales & corrigés • Fiches de révision complètes • Simulateur de notes d'examen

Copyright © 2027 FormaV®. Tous droits réservés.

FormaV® est une marque déposée auprès de l'INPI sous le numéro 5227897.

Ce document a été élaboré par FormaV® avec le plus grand soin afin d'accompagner chaque apprenant vers la réussite de ses examens. Son contenu (textes, graphiques, méthodologies, tableaux, exercices, concepts, mises en forme) constitue une œuvre protégée par le droit d'auteur.

Toute copie, partage, reproduction, diffusion ou mise à disposition, même partielle, gratuite ou payante, est strictement interdite sans accord préalable et écrit de FormaV®, conformément aux articles L.111-1 et suivants du Code de la propriété intellectuelle. Dans une logique anti-plagiat, FormaV® se réserve le droit de vérifier toute utilisation illicite, y compris sur les plateformes en ligne ou sites tiers.

En utilisant ce document, vous vous engagez à respecter ces règles et à préserver l'intégrité du travail fourni. La consultation de ce document est strictement personnelle.

Merci de respecter le travail accompli afin de permettre la création continue de ressources pédagogiques fiables et accessibles.