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 MÉTIERS DE L • CORRIGÉ DÉTAILLÉ

Sciences physiques

Session 2002 • Code sujet : **MTE3SC** • Durée : **2 h** • Coefficient : **2,5**

Sommaire

Cliquez sur une partie pour y accéder directement

1. Application à l'électrochloration (10 questions) **Page 3**

2. Traitement d'un effluent organique (3 questions) **Page 7**

3. Amélioration du facteur de puissance d'une installation électrique (3 questions) **Page 8**

4. Ce qu'il faut retenir & Questions fréquentes (FAQ) (Synthèse & Q&A Examen) **Page 9**

Sujet officiel (PDF) : https://btsme.fr/assets/annales/bts-me/E3.2 - Physique - Chimie/2002/BTS ME - E3.2 - Physique - Chimie - Session 2002 - 1-Sujet.pdf

1. Application à l'électrochloration

Un montage de laboratoire réalise l'électrolyse d'une solution saturée de chlorure de sodium pour étudier la production de désinfectant destinée au traitement de l'eau. Les questions portent sur les réactions aux électrodes, la dismutation du dichlore en milieu basique et le rendement mesuré par dosage iodométrique.

Étude qualitative

Question 1.a. Indiquer toutes les réactions susceptibles de se produire à l'anode et à la cathode lors de l'électrolyse de la solution salée.

À l'anode ont lieu des oxydations ; à la cathode, des réductions. Dans la solution aqueuse, les ions chlorure et l'eau peuvent s'oxyder, tandis que les ions sodium et l'eau peuvent se réduire.

Électrode	Réaction susceptible de se produire
Anode	$2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$
Anode	$2\ H_2O \rightarrow O_2 + 4\ H^+ + 4\ e^-$
Cathode	$Na^+ + e^- \rightarrow Na$
Cathode	$2\ H_2O + 2\ e^- \rightarrow H_2 + 2\ OH^-$

✓ RÉPONSE À RETENIR

Anode : formation possible de Cl_2 ou de O_2. Cathode : formation possible de Na ou de H_2 et OH^-.

Question 1.b. À partir des données du sujet, déduire les réactions qui devraient avoir lieu à chaque électrode.

Les potentiels indiqués par les données permettent de comparer les réactions possibles. À l'anode, l'oxydation de l'eau est attendue plutôt que celle des ions chlorure. À la cathode, l'eau se réduit plutôt que les ions sodium. Les réactions prévisibles sont donc la production de dioxygène à l'anode et la production de dihydrogène avec des ions hydroxyde à la cathode.

✓ RÉPONSE À RETENIR

Anode : $2\ H_2O \rightarrow O_2 + 4\ H^+ + 4\ e^-$. Cathode : $2\ H_2O + 2\ e^- \rightarrow H_2 + 2\ OH^-$.

Question 1.c. En tenant compte des produits effectivement observés, écrire les réactions ayant lieu à l'anode, où se forme le dichlore, et à la cathode, où se dégagent du dihydrogène et des ions hydroxyde.

Les observations imposent les réactions effectives : le dichlore est formé par oxydation des ions chlorure à l'anode. À la cathode, la réduction de l'eau dégage du dihydrogène et produit des ions hydroxyde. Les équations sont équilibrées en atomes et en charges :

1. Anode : $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$.
2. Cathode : $2\ H_2O + 2\ e^- \rightarrow H_2 + 2\ OH^-$.

> **✓ RÉPONSE À RETENIR**
>
> Anode : $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$. Cathode : $2\ H_2O + 2\ e^- \rightarrow H_2 + 2\ OH^-$.

Dismutation du dichlore

Question 1.d. À l'aide du diagramme E = f(pH) mentionné dans le sujet, identifier les deux espèces chlorées stables en milieu basique.

En milieu basique, le diagramme de stabilité conduit aux deux formes chlorées Cl^- et ClO^-. Cette identification est cohérente avec la dismutation mentionnée dans l'énoncé : le dichlore donne simultanément une espèce chlorée réduite, l'ion chlorure, et une espèce chlorée oxydée, l'ion hypochlorite.

> **✓ RÉPONSE À RETENIR**
>
> Les deux espèces chlorées stables en milieu basique sont les ions chlorure Cl^- et hypochlorite ClO^-.

Question 1.d. Écrire l'équation de la dismutation du dichlore en milieu basique et donner le nom usuel de la solution formée.

Le dichlore se dismute en milieu basique : une partie du chlore est réduite en ions chlorure, l'autre est oxydée en ions hypochlorite. En tenant compte des ions hydroxyde produits à la cathode, l'équation équilibrée est :

$Cl_2 + 2\ OH^- \rightarrow Cl^- + ClO^- + H_2O$.

La solution obtenue est appelée eau de Javel.

> **✓ RÉPONSE À RETENIR**
>
> $Cl_2 + 2\ OH^- \rightarrow Cl^- + ClO^- + H_2O$. La solution formée est l'eau de Javel.

Étude quantitative et évaluation du rendement

Question 2.a. Écrire l'équation-bilan de la réaction de formation du diiode lorsque les ions hypochlorite réagissent avec les ions iodure en milieu légèrement acidifié.

En milieu légèrement acidifié, l'ion hypochlorite oxyde les ions iodure en diiode. Les ions H^+ participent à la réaction et l'oxygène de ClO^- forme une molécule d'eau. L'équation-bilan équilibrée est :

$ClO^- + 2\ I^- + 2\ H^+ \rightarrow I_2 + Cl^- + H_2O$.

✓ RÉPONSE À RETENIR

$ClO^- + 2\ I^- + 2\ H^+ \rightarrow I_2 + Cl^- + H_2O$.

Question 2.b. Écrire l'équation-bilan de la réaction de dosage du diiode par les ions thiosulfate.

Au dosage, les ions thiosulfate réduisent le diiode en ions iodure et s'oxydent en ions tétrathionate. La stœchiométrie indique qu'une mole de diiode réagit avec deux moles de thiosulfate ; l'équation-bilan équilibrée est donc :

$I_2 + 2\ S_2O_3^{2-} \rightarrow 2\ I^- + S_4O_6^{2-}$.

✓ RÉPONSE À RETENIR

$I_2 + 2\ S_2O_3^{2-} \rightarrow 2\ I^- + S_4O_6^{2-}$.

Question 2.c. À partir du dosage du prélèvement de 10,0 mL par la solution de thiosulfate, calculer la quantité de matière d'ions hypochlorite formés.

À l'équivalence, le prélèvement contient une quantité de thiosulfate égale à $C_1V_1 = 0{,}100 \times 3{,}4 \times 10^{-3} = 3{,}4 \times 10^{-4}$ mol. Le rapport de dosage étant de 2 mol de thiosulfate pour 1 mol de diiode, le prélèvement contient $1{,}7 \times 10^{-4}$ mol de I_2, donc autant de ClO^-. La solution totale de 200 mL représente vingt fois le prélèvement de 10,0 mL.

✓ RÉPONSE À RETENIR

La quantité totale formée est $n(ClO^-) = 20 \times 1{,}7 \times 10^{-4} = 3{,}4 \times 10^{-3}$ mol.

Question 2.d. Déduire la quantité de matière de dichlore réellement formé à l'anode au cours de l'électrolyse.

La dismutation suit le rapport stœchiométrique 1:1 entre le dichlore consommé et l'ion hypochlorite formé : $Cl_2 + 2OH^- \rightarrow Cl^- + ClO^- + H_2O$. En supposant que le dichlore produit est entièrement transformé ainsi dans la solution agitée, la quantité de dichlore réellement formée est égale à la quantité totale d'hypochlorite déterminée à la question précédente.

✓ RÉPONSE À RETENIR

La quantité réelle de dichlore formé est $n(Cl_2) = 3{,}4 \times 10^{-3}$ mol.

Question 2.e. En utilisant la quantité théorique de dichlore donnée dans le sujet, calculer le rendement de l'électrolyse.

Le rendement est le rapport de la quantité réelle à la quantité théorique de dichlore, multiplié par 100. Avec les valeurs déterminées et données dans l'énoncé :

$$\eta = \frac{3{,}4 \times 10^{-3}}{4{,}66 \times 10^{-3}} \times 100 = 72{,}96\,\%$$

Compte tenu des chiffres significatifs des données, le rendement s'arrondit à 73 %.

> **✓ RÉPONSE À RETENIR**
>
> Le rendement de l'électrolyse est $\eta \approx 73\,\%$.

2. Traitement d'un effluent organique

Cette partie étudie la chloration d'un effluent organique en milieu légèrement acide, où l'acide hypochloreux est l'espèce prédominante. Elle mobilise la structure de Lewis, la polarité de la liaison Cl-O et l'addition de HClO sur le pent-2-ène.

Question 1. Donner la structure de Lewis de la molécule HClO, puis préciser ce que l'on peut dire de la liaison Cl-O sachant que le chlore est moins électronégatif que l'oxygène.

La structure de Lewis est H-O-Cl : l'oxygène est lié par deux liaisons simples, une à H et une à Cl. Il porte deux doublets non liants et le chlore, trois. L'oxygène étant plus électronégatif, la liaison Cl-O est polarisée vers O : Cl porte une charge partielle positive et O une charge partielle négative.

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> H-O-Cl ; liaison Cl-O polarisée : $Cl^{\delta+}$-$O^{\delta-}$.

Question 2. Donner la formule semi-développée du pent-2-ène.

La chaîne compte cinq carbones et la double liaison se situe entre les carbones 2 et 3. La formule semi-développée est CH_3-CH=CH-CH_2-CH_3.

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> CH_3-CH=CH-CH_2-CH_3

Question 3. Écrire les formules semi-développées des produits envisageables lors de l'addition de l'acide hypochloreux sur le pent-2-ène.

L'addition de HClO sur la double liaison forme des produits portant Cl et OH sur les deux carbones concernés. Deux orientations sont envisageables, donnant les deux formules semi-développées ci-dessous.

1. CH_3-CH(OH)-CH(Cl)-CH_2-CH_3
2. CH_3-CH(Cl)-CH(OH)-CH_2-CH_3

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> CH_3-CH(OH)-CH(Cl)-CH_2-CH_3 et CH_3-CH(Cl)-CH(OH)-CH_2-CH_3

3. Amélioration du facteur de puissance d'une installation électrique

Deux pompes triphasées sont alimentées par des moteurs caractérisés par leurs puissances actives et leurs facteurs de puissance, dans une installation 220/380 V à 50 Hz. Il faut calculer les courants de ligne en fonctionnement séparé et simultané, puis déterminer la capacité des condensateurs en triangle pour corriger le facteur de puissance du second moteur.

Question 1. Calculer les courants en ligne I1 pour le moteur M1 et I2 pour le moteur M2 lorsque chaque pompe fonctionne seule.

En triphasé équilibré, la puissance active vérifie $P = \sqrt{3}\,U I \cos\varphi$, avec la tension composée $U = 380\,\text{V}$. On isole le courant : $I = P/(\sqrt{3}\,U\cos\varphi)$. Pour M1, $I_1 = 8000/(\sqrt{3}\times 380\times 0{,}8) = 15{,}2\,\text{A}$. Pour M2, $I_2 = 5000/(\sqrt{3}\times 380\times 0{,}68) = 11{,}2\,\text{A}$. Les puissances indiquées sont prises comme puissances actives.

> **✓ RÉPONSE À RETENIR**
>
> $I_1 = 15{,}2\,\text{A}$; $I_2 = 11{,}2\,\text{A}$.

Question 2. Calculer le courant en ligne lorsque les deux pompes fonctionnent ensemble.

1. Les puissances actives s'additionnent : $P = 8000 + 5000 = 13000\,\text{W}$. Les puissances réactives sont $Q_1 = P_1\sqrt{1-0{,}8^2}/0{,}8 = 6000\,\text{var}$ et $Q_2 = P_2\sqrt{1-0{,}68^2}/0{,}68 = 5391\,\text{var}$.
2. Donc $Q = Q_1 + Q_2$, puis $I = \sqrt{P^2+Q^2}/(\sqrt{3}\times 380) = 26{,}3\,\text{A}$. On additionne les puissances réactives, et non les courants des moteurs.

> **✓ RÉPONSE À RETENIR**
>
> Courant de ligne des deux pompes : $26{,}3\,\text{A}$.

Question 3. Déterminer la capacité de chacun des trois condensateurs montés en triangle nécessaire pour porter le facteur de puissance du second moteur à 0,8.

Pour M2, la correction réduit la puissance réactive de $Q_c = P_2(\tan\varphi_2 - \tan\varphi')$, avec $\cos\varphi_2 = 0{,}68$ et $\cos\varphi' = 0{,}8$. Ainsi, $Q_c = 5000\left(\sqrt{1-0{,}68^2}/0{,}68 - \sqrt{1-0{,}8^2}/0{,}8\right) = 1641\,\text{var}$. En triangle, chaque condensateur est soumis à $380\,\text{V}$: $Q_c = 3(2\pi f)CU^2$, avec $f = 50\,\text{Hz}$, d'où $C = 12{,}1\,\mu\text{F}$.

> **✓ RÉPONSE À RETENIR**
>
> Chaque condensateur doit avoir une capacité d'environ $12{,}1\,\mu\text{F}$.

Ce qu'il faut retenir de ce sujet (Session 2002)

Bilan de l'épreuve : Épreuve de sciences physiques U32 du BTS Métiers de l'eau, la session 2002 (code MTE3SC) dure 2 h et compte un coefficient de 2,5. Les pages étudiées abordent l'électrochloration d'une saumure et son rendement, la chloration du pent-2-ène, puis la correction du facteur de puissance d'une installation triphasée, en mobilisant redox, dosage, chimie organique et calculs électriques.

Notions-clés, formules & règles à maîtriser

- À l'anode se produit une oxydation et à la cathode une réduction ; les réactions effectivement observées peuvent dépendre de facteurs cinétiques.
- En milieu basique, la dismutation du dichlore forme notamment les ions chlorure et hypochlorite : $Cl_2 + 2\ OH^- \rightarrow Cl^- + ClO^- + H_2O$.
- Le dosage repose sur $ClO^- + 2\ I^- + 2\ H^+ \rightarrow I_2 + Cl^- + H_2O$, puis $I_2 + 2\ S_2O_3^{2-} \rightarrow 2\ I^- + S_4O_6^{2-}$.
- En triphasé équilibré, $P = \sqrt{3}\ U_{ligne}\ I_{ligne} \cos\varphi$; pour trois condensateurs identiques en triangle, $Qc = 3\omega C U_{ligne}^2$.

Points de vigilance & attentes du jury

- Équilibrer les équations d'oxydoréduction en vérifiant la conservation des atomes et des charges.
- Respecter les rapports stœchiométriques du dosage et distinguer la quantité dans le prélèvement de celle dans le volume total.
- Calculer le rendement comme le rapport de la quantité réellement obtenue à la quantité théorique, puis le convertir en pourcentage.
- Pour les calculs triphasés, utiliser la tension composée appropriée et tenir compte de la puissance réactive lors du fonctionnement simultané.

Questions fréquentes sur cette épreuve (Q&A Examen)

Q : Comment exploiter le dosage au thiosulfate pour trouver la quantité d'hypochlorite ?

Écrivez les deux équations de réaction et utilisez leurs coefficients pour relier le thiosulfate versé à l'hypochlorite du prélèvement. Calculez la quantité de thiosulfate avec sa concentration et le volume à l'équivalence, puis tenez compte du volume total de solution.

Q : Comment calculer le courant d'un moteur triphasé à partir de sa puissance et de son facteur de puissance ?

Pour une charge triphasée équilibrée, utilisez $P = \sqrt{3}\ U_{ligne}\ I_{ligne} \cos\varphi$ et isolez I_{ligne}. Exprimez la puissance en watts et utilisez la tension composée indiquée. Pour le fonctionnement simultané, combinez les puissances actives et réactives des moteurs.

Q : Comment calculer le rendement de l'électrolyse à partir du dosage ?

Déterminez d'abord la quantité réelle de dichlore à partir du dosage des ions hypochlorite, en tenant compte du volume total. Divisez cette quantité par la quantité théorique donnée, puis multipliez le rapport par 100 pour obtenir le rendement en pourcentage.

Q : Quelle relation utiliser pour dimensionner les condensateurs montés en triangle ?

Pour trois condensateurs identiques en triangle, $Qc = 3\omega C U_{ligne}^2$, avec $\omega = 2\pi f$. Déterminez d'abord la puissance réactive à compenser entre le facteur de puissance initial et la valeur cible, puis isolez la capacité C.

Sujet officiel associé (PDF) : https://btsme.fr/assets/annales/bts-me/E3.2 - Physique - Chimie/2002/BTS ME - E3.2 - Physique - Chimie - Session 2002 - 1-Sujet.pdf

Ressources BTS Métiers de l : 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.