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 – U. 32

Session 2017 • Code sujet : **MTE3SC** • Durée : **2 heures** • Coefficient : **2,5**

Sommaire

Cliquez sur une partie pour y accéder directement

1. **La déchromatation des effluents et la précipitation de l'hydroxyde de chrome** (16 questions) — **Page 3**
2. **Une alternative à l'utilisation du chrome** (5 questions) — **Page 8**
3. **Principe physique des capteurs inductifs** (6 questions) — **Page 12**
4. **Ce qu'il faut retenir & Questions fréquentes (FAQ)** (Synthèse & Q&A Examen) — **Page 15**

Sujet officiel (PDF) : https://btsme.fr/assets/annales/bts-me/E3.2 - Physique - Chimie/2017/BTS ME - E3.2 - Physique - Chimie - Session 2017 - 1-Sujet.pdf

1. La déchromatation des effluents et la précipitation de l'hydroxyde de chrome

Une tannerie traite des eaux de lavage contenant des ions dichromate, réduits par l'hydrogénosulfite en milieu acide avant la précipitation des ions chrome(III). Les questions portent sur les réactions rédox, le diagramme potentiel-pH, les équilibres acido-basiques et les calculs de quantité de réactif et de précipitation.

1. La déchromatation

Question 1.1. **Définir une réaction de réduction.**

Une réduction est une transformation au cours de laquelle une espèce chimique capte un ou plusieurs électrons. Le nombre d'oxydation de l'élément qui capte ces électrons diminue. Dans cette déchromatation, le chrome passe de l'état d'oxydation +VI dans l'ion dichromate à l'état +III dans l'ion chrome(III). La réduction correspond donc à un gain d'électrons par l'espèce considérée.

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> Réduction : gain d'électrons par une espèce, avec diminution du nombre d'oxydation de l'élément réduit.

Question 1.2. **Déterminer le degré d'oxydation du chrome dans les ions dichromate $Cr_2O_7^{2-}$ et dans les ions Cr^{3+} impliqués dans la déchromatation.**

Dans l'ion dichromate, chaque atome d'oxygène a le nombre d'oxydation II. Si le nombre d'oxydation du chrome est noté x, la somme des nombres d'oxydation donne $2x + 7(-2) = -2$, donc $x = +6$. Dans l'ion $\mathrm{Cr^{3+}}$, le nombre d'oxydation du chrome est égal à la charge de l'ion.

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> Chrome : $+VI$ dans $\mathrm{Cr_2O_7^{2-}}$ et $+III$ dans $\mathrm{Cr^{3+}}$.

Question 1.3. **Écrire la demi-équation électronique du couple $SO_4^{2-}(aq)/HSO_3^-(aq)$, puis donner la relation de Nernst applicable à ce couple.**

En milieu acide, on équilibre d'abord l'oxygène et l'hydrogène avec $\mathrm{H_2O}$ et $\mathrm{H^+}$, puis les charges avec des électrons. La demi-équation de réduction du couple est $\mathrm{SO_4^{2-} + 3H^+ + 2e^- = HSO_3^- + H_2O}$. Dans la relation de Nernst à 25 °C, le nombre d'électrons échangés vaut 2 et le potentiel standard est $0{,}22\ \mathrm{V}$.

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> $$E = 0{,}22 - 0{,}03 \log\left(\frac{[\mathrm{HSO_3^-}]}{[\mathrm{SO_4^{2-}}][\mathrm{H^+}]^3}\right)\ \mathrm{V}.$$

Question 1.4. Montrer que l'équation de la droite frontière entre les espèces SO_4^{2-} et HSO_3^- est E = 0,22 − 0,09 × pH, sachant que les concentrations de ces espèces sont égales sur cette droite.

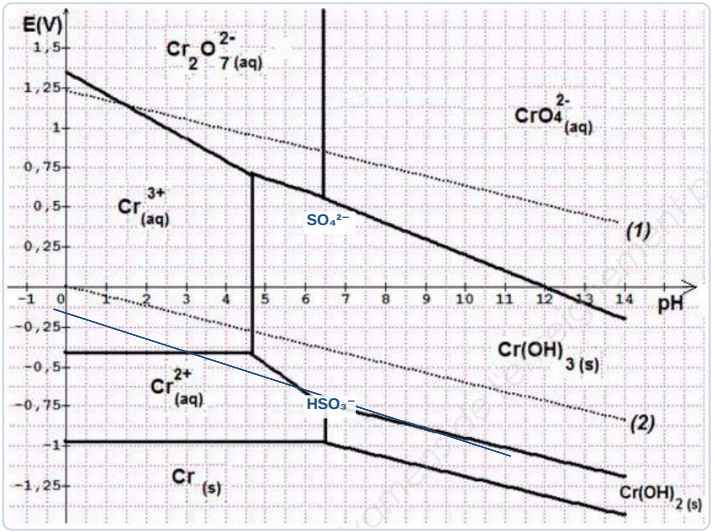
Pour la demi-équation $SO_4^{2-} + 3H^+ + 2e^- = HSO_3^- + H_2O$, la relation de Nernst s'écrit $E = 0{,}22 - 0{,}03\log\left(\frac{[HSO_3^-]}{[SO_4^{2-}][H^+]^3}\right)$. Sur la frontière, les deux concentrations sont égales : le quotient devient $1/[H^+]^3$. Comme $\log[H^+] = -\text{pH}$, la pente de la droite vaut $-0{,}09$ V par unité de pH.

> **✓ RÉPONSE À RETENIR**
>
> $E(\text{V}) = 0{,}22 - 0{,}09\,\text{pH}$.

Question 1.5. Tracer la droite frontière sur le diagramme potentiel-pH du document 1 en annexe, puis positionner sur le diagramme les deux espèces du couple SO_4^{2-}/HSO_3^-. L'annexe est à rendre avec la copie.

La droite frontière a pour équation $E = 0{,}22 - 0{,}09\,\text{pH}$. Sur l'annexe, placez les points $(0; 0{,}22\ \text{V})$ et $(10; -0{,}68\ \text{V})$, puis reliez-les. Le diagramme présente le potentiel croissant vers le haut : SO_4^{2-}, forme oxydée, se situe au-dessus de la droite, et HSO_3^-, forme réduite, au-dessous. L'annotation ci-dessous reporte cette frontière sur l'annexe.

Frontière du couple SO_4^{2-}/HSO_3^-



> **✓ RÉPONSE À RETENIR**
>
> Droite à tracer : $E = 0{,}22 - 0{,}09\,\text{pH}$; SO_4^{2-} au-dessus, HSO_3^- au-dessous.

Question 1.6. Justifier que HSO_3^- peut réduire $Cr_2O_7^{2-}$ lorsque le pH est égal à 4.

À $\text{pH} = 4$, le potentiel frontière du couple SO_4^{2-}/HSO_3^- vaut $0{,}22 - 0{,}09 \times 4 = -0{,}14$ V. Le diagramme montre qu'à ce pH, la frontière du couple $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ est à un potentiel bien supérieur. Le dichromate peut donc capter les électrons cédés par HSO_3^-, réducteur du couple de potentiel plus faible : la réduction est possible.

✓ RÉPONSE À RETENIR

À pH 4, $\mathrm{HSO_3^-}$ peut réduire $\mathrm{Cr_2O_7^{2-}}$, car le potentiel du dichromate est supérieur.

Question 1.7. Écrire la demi-équation rédox du couple $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$.

On écrit la demi-équation de réduction du dichromate en milieu acide. Deux ions $\mathrm{Cr^{3+}}$ équilibrent les deux atomes de chrome. Sept molécules d'eau équilibrent les oxygènes, puis quatorze ions $\mathrm{H^+}$ équilibrent les hydrogènes. Enfin, six électrons du côté des réactifs équilibrent la charge totale. Cette demi-équation est celle du couple $\mathrm{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}}$.

✓ RÉPONSE À RETENIR

$$\mathrm{Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- = 2Cr^{3+} + 7H_2O}.$$

Question 1.8. En déduire l'équation bilan de la réaction de déchromatation.

On associe la réduction du dichromate à l'oxydation de l'hydrogénosulfite, inverse de la demi-équation du couple $\mathrm{SO_4^{2-}/HSO_3^-}$. Il faut multiplier cette oxydation par 3 pour échanger six électrons. Après addition des demi-équations, les électrons s'éliminent ; on simplifie ensuite les ions $\mathrm{H^+}$ et les molécules d'eau présentes des deux côtés. L'équation obtenue est équilibrée en atomes et en charges.

✓ RÉPONSE À RETENIR

$$\mathrm{Cr_2O_7^{2-} + 3HSO_3^- + 5H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3SO_4^{2-} + 4H_2O}.$$

Question 1.9.1. À l'aide du diagramme potentiel-pH du chrome du document 1 en annexe, préciser le domaine de pH dans lequel une solution d'ions dichromate est stable, puis justifier la nécessité de travailler en milieu acide.

Sur le diagramme potentiel-pH, le domaine de $\mathrm{Cr_2O_7^{2-}}$ est situé à gauche de la frontière verticale, vers $\mathrm{pH} = 6{,}5$, et au-dessus de la frontière rédox avec $\mathrm{Cr^{3+}}$. Au-delà de cette valeur de pH, la forme oxydée stable est le chromate $\mathrm{CrO_4^{2-}}$. Il faut donc travailler en milieu acide pour conserver le dichromate à réduire.

✓ RÉPONSE À RETENIR

$\mathrm{Cr_2O_7^{2-}}$ est stable pour $\mathrm{pH} \lesssim 6{,}5$, au-dessus de sa frontière rédox.

Question 1.9.2. **Une tannerie traite chaque jour 4 000 L d'eau résiduelle contenant 1,08 g·L⁻¹ d'ions dichromate. La concentration massique de la solution d'hydrogénosulfite de sodium est de 520 g·L⁻¹. En supposant la réaction de déchromatation totale, calculer le volume journalier de cette solution nécessaire pour réduire tous les ions dichromate.**

La masse de dichromate à traiter est $4000 \times 1{,}08 = 4320\ \text{g}$, soit $4320/216{,}0 = 20{,}0\ \text{mol}$. D'après l'équation bilan, il faut trois moles de NaHSO_3 par mole de dichromate : $n = 60{,}0\ \text{mol}$. Cela représente $60{,}0 \times 104{,}1 = 6246\ \text{g}$. À $520\ \text{g L}^{-1}$, le volume nécessaire est cette masse divisée par la concentration massique.

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> Volume de solution de NaHSO_3 nécessaire : $12{,}0\ \text{L}$ par jour.

2. pH de la solution d'hydrogénosulfite de sodium

Question 2.1. **L'ion HSO₃⁻ est un ampholyte. Définir le terme « ampholyte ».**

Un ampholyte est une espèce chimique capable de se comporter à la fois comme un acide et comme une base. Comme acide, elle peut céder un proton ; comme base, elle peut en capter un. L'ion HSO_3^- cède un proton pour donner SO_3^{2-}, ou capte un proton pour donner H_2SO_3. Il possède donc ces deux propriétés.

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> HSO_3^- est ampholyte : il peut céder ou capter un proton.

Question 2.2.1. **Pour la réaction prépondérante 2 HSO₃⁻(aq) = H₂SO₃(aq) + SO₃²⁻(aq), écrire, en fonction des concentrations des espèces présentes en solution, les expressions de Ka₁ et Ka₂ des couples H₂SO₃(aq)/HSO₃⁻(aq) et HSO₃⁻(aq)/SO₃²⁻(aq).**

Pour un couple acide/base, la constante d'acidité s'écrit avec les concentrations à l'équilibre, en omettant l'eau, solvant pur. La dissociation de H_2SO_3 forme H_3O^+ et HSO_3^-. Celle de HSO_3^- forme H_3O^+ et SO_3^{2-}. Ces deux dissociations donnent les expressions suivantes :

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> $$K_{a1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HSO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{SO}_3]}\ ;\ K_{a2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{SO}_3^{2-}]}{[\text{HSO}_3^-]}.$$

Question 2.2.2. **Justifier que la concentration en ions hydronium vérifie [H₃O⁺] = √(Ka₁ × Ka₂).**

En multipliant les expressions de K_{a1} et K_{a2}, on obtient $K_{a1}K_{a2} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2[\text{SO}_3^{2-}]/[\text{H}_2\text{SO}_3]$. La réaction prépondérante $2\text{HSO}_3^- = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{SO}_3^{2-}$ produit les deux espèces en proportions égales. Leurs concentrations sont donc égales et leur rapport vaut 1. Il reste alors $[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = K_{a1}K_{a2}$, d'où la relation demandée.

✓ RÉPONSE À RETENIR

$[\mathrm{H_3O^+}] = \sqrt{K_{a1}K_{a2}}$.

Question 2.2.3. Calculer le pH de la solution d'hydrogénosulfite de sodium.

Les données donnent $pK_{a1} = 1{,}8$ et $pK_{a2} = 7{,}2$, donc $K_{a1} = 10^{-1{,}8}$ et $K_{a2} = 10^{-7{,}2}$. Avec $[\mathrm{H_3O^+}] = \sqrt{K_{a1}K_{a2}}$, on obtient $\mathrm{pH} = -\log[\mathrm{H_3O^+}] = (pK_{a1} + pK_{a2})/2$. Le calcul donne un pH inférieur à 7, cohérent avec le caractère acide de la solution.

✓ RÉPONSE À RETENIR

$\mathrm{pH} = (1{,}8 + 7{,}2)/2 = 4{,}5$.

3. Précipitation de l'hydroxyde de chrome

Question 3.1. Écrire l'équation de la précipitation de Cr(OH)₃ lorsque de la soude NaOH est ajoutée à la solution contenant les ions Cr³⁺.

La soude apporte les ions hydroxyde $\mathrm{OH^-}$, qui réagissent avec les ions chrome(III). Chaque ion $\mathrm{Cr^{3+}}$ nécessite trois ions $\mathrm{OH^-}$ pour former le solide neutre $\mathrm{Cr(OH)_3}$. Les ions sodium de la soude restent spectateurs. On écrit donc l'équation ionique nette de la précipitation, avec le solide formé indiqué par son état physique.

✓ RÉPONSE À RETENIR

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

Question 3.2. Calculer le pH d'apparition du précipité dans une solution contenant des ions Cr³⁺ à la concentration C = 1,0 × 10⁻² mol·L⁻¹, puis comparer la valeur obtenue à celle lue sur le diagramme potentiel-pH.

À l'apparition du précipité, le produit ionique atteint le produit de solubilité : $[\mathrm{Cr^{3+}}][\mathrm{OH^-}]^3 = 10^{-30}$. Avec $[\mathrm{Cr^{3+}}] = 1{,}0 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol\,L^{-1}}$, on obtient $[\mathrm{OH^-}]^3 = 10^{-28}$, donc $\mathrm{pOH} = 28/3 = 9{,}33$. À 25 °C, $\mathrm{pH} + \mathrm{pOH} = 14$. La valeur calculée est proche de la frontière observée sur le diagramme.

✓ RÉPONSE À RETENIR

Apparition du précipité à $\mathrm{pH} \approx 4{,}67$, en accord avec la lecture du diagramme, autour de 4,6.

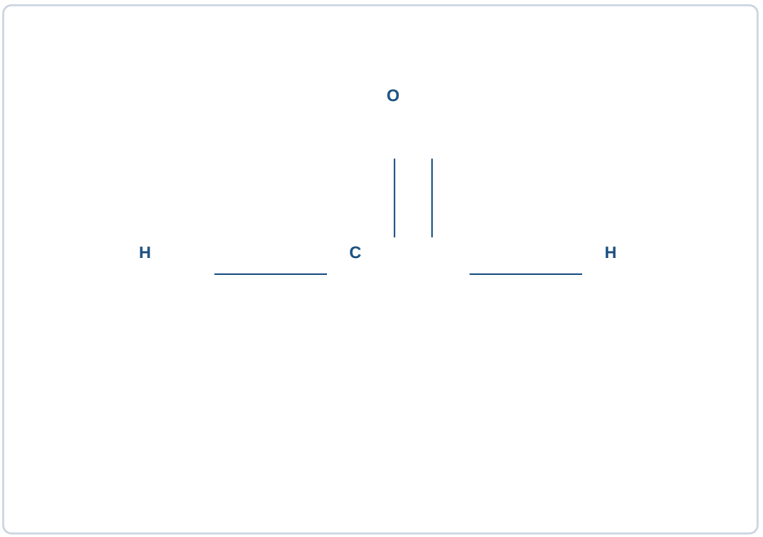
2. Une alternative à l’utilisation du chrome

Cette partie présente des procédés de tannage alternatifs au chrome, notamment au formol et à la quinone, avec les formules de la 1,4-benzoquinone et de l’hydroquinone. Elle évalue la représentation et la transformation de molécules, leurs propriétés chimiques, la chloration du phénol et un couple rédox.

Question 1. Le méthanal étant gazeux à température ambiante, il est dissous dans l’eau pour obtenir une solution de formol. Représenter la formule développée du méthanal et préciser à quelle famille il appartient.

Le méthanal, de formule brute CH_2O, possède un atome de carbone lié à deux hydrogènes et doublement lié à un oxygène. Le groupe carbonyle est en bout de chaîne : cette structure correspond à la fonction aldéhyde. Dans la formule développée, les deux hydrogènes sont chacun reliés au carbone, et la liaison C=O est double.

Formule développée du méthanal



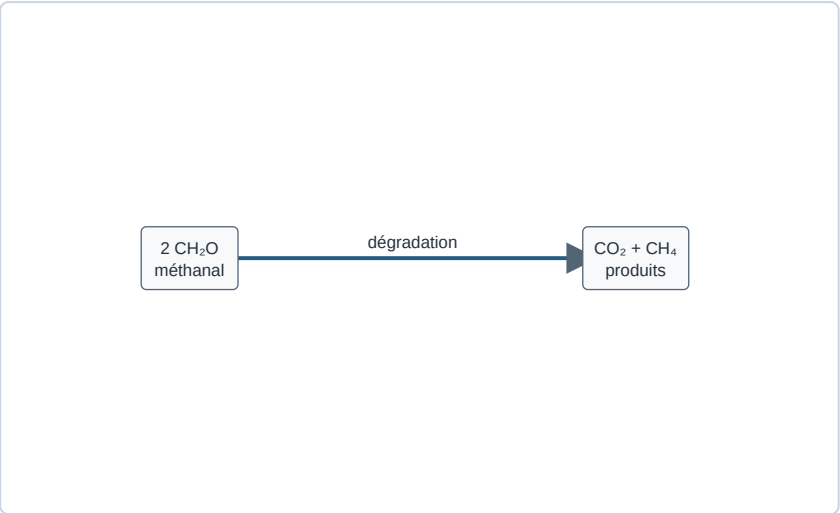
✓ RÉPONSE À RETENIR

Formule développée : $H_2C{=}O$, avec deux liaisons C-H. Le méthanal appartient à la famille des aldéhydes.

Question 2. La dégradation du méthanal par des micro-organismes le décompose en dioxyde de carbone et en méthane. Écrire l’équation de dégradation du méthanal.

Les produits imposés sont le dioxyde de carbone et le méthane. Pour conserver les deux atomes de carbone présents dans les réactifs, il faut deux molécules de méthanal. On obtient alors quatre hydrogènes dans CH_4 et deux oxygènes dans CO_2. L’équation est ainsi équilibrée en carbone, hydrogène et oxygène.

Dégradation du méthanal



Équation équilibrée : $2\ CH_2O \rightarrow CO_2 + CH_4$

✓ RÉPONSE À RETENIR

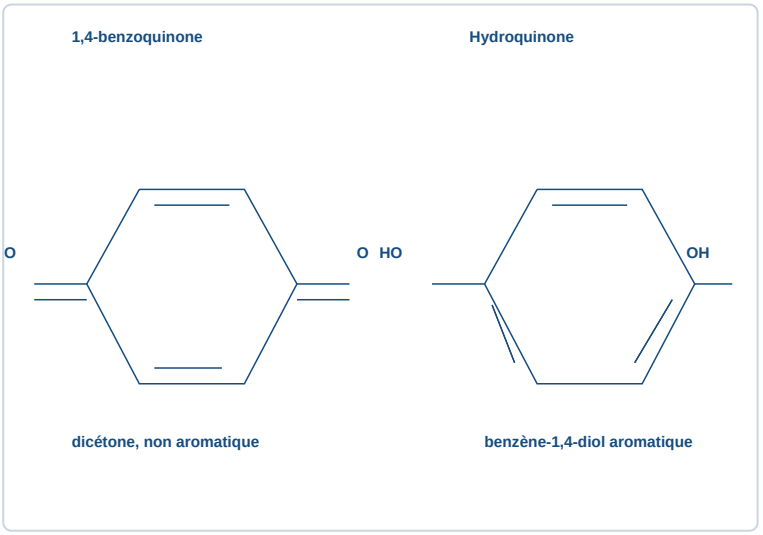
$2\ CH_2O \rightarrow CO_2 + CH_4$. L'équation conserve deux atomes de carbone, quatre d'hydrogène et deux d'oxygène.

3. La 1,4-benzoquinone et l'hydroquinone

Question 3.1. Justifier l'utilisation des termes « cétone », « non aromatique » et « aromatique » pour caractériser la 1,4-benzoquinone et sa forme réduite, l'hydroquinone.

La 1,4-benzoquinone est une cétone car ses deux groupes C=O sont portés par des carbones du cycle. Elle est conjuguée, mais non aromatique : elle ne possède pas le cycle benzénique à six électrons π délocalisés. Dans l'hydroquinone, les carbonyles sont réduits en groupes –OH. Son cycle conserve un système conjugué de six électrons π, caractéristique d'un composé aromatique.

Structures de la 1,4-benzoquinone et de l'hydroquinone



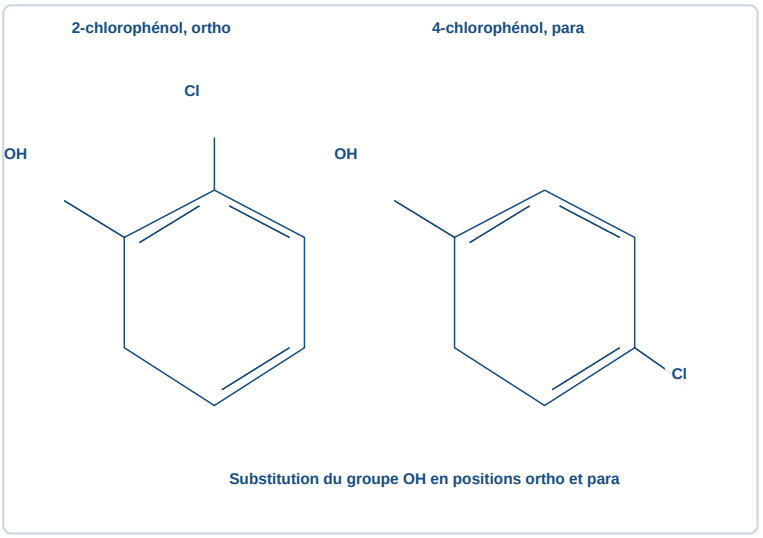
✓ RÉPONSE À RETENIR

La 1,4-benzoquinone est une dicétone non aromatique. L'hydroquinone est un benzène-1,4-diol aromatique.

Question 3.2. La première étape de la synthèse de l'hydroquinone à partir du phénol C_6H_5OH est une chloration en présence de chlorure d'aluminium $AlCl_3$. Représenter les formules topologiques des composés organiques obtenus, sachant que le groupe OH oriente la substitution en positions ortho et para, puis préciser le rôle du chlorure d'aluminium.

Le groupe –OH active le cycle et oriente la substitution électrophile vers ses positions ortho et para. La chloration du phénol forme donc le 2-chlorophénol et le 4-chlorophénol. Le chlorure d'aluminium est un acide de Lewis utilisé comme catalyseur : il active le dichlore et facilite la formation de l'espèce électrophile chlorante.

Produits topologiques de la chloration du phénol



Substitution du groupe OH en positions ortho et para

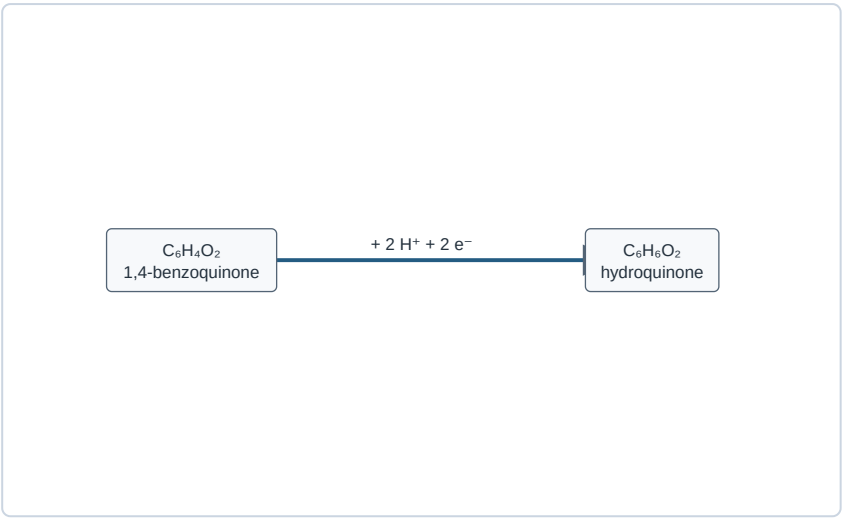
✓ RÉPONSE À RETENIR

Produits : 2-chlorophénol en ortho et 4-chlorophénol en para. $AlCl_3$ joue le rôle de catalyseur acide de Lewis.

Question 3.3. Écrire, en utilisant les formules brutes, la demi-équation du couple rédox formé par la 1,4-benzoquinone et l'hydroquinone.

La 1,4-benzoquinone est la forme oxydée et l'hydroquinone la forme réduite du couple. La réduction ajoute deux hydrogènes à la formule brute, apportés en solution acide par deux ions H^+. La conservation de la charge exige également deux électrons. L'équation s'écrit donc dans le sens de la réduction, de la quinone vers l'hydroquinone.

Demi-équation du couple quinone/hydroquinone



Demi-équation écrite dans le sens de la réduction.

✓ RÉPONSE À RETENIR

$C_6H_4O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow C_6H_6O_2$, dans le sens de la réduction de la 1,4-benzoquinone.

3. Principe physique des capteurs inductifs

Un capteur inductif détecte la présence d'un métal grâce à la variation de l'inductance d'une bobine, étudiée dans un circuit RL à partir de courbes de tension en fonction du temps. Le détecteur est ensuite modélisé par un oscillateur LC afin de relier sa fréquence propre à la capacité du condensateur.

1. Modélisation de la variation de l'inductance de la bobine

Question 1.1. Expliquer pourquoi l'évolution temporelle de la tension uR aux bornes du conducteur ohmique est aussi celle de l'intensité i du courant.

Le conducteur ohmique a une résistance constante. Selon la loi d'Ohm, à chaque instant, $u_R(t) = R\,i(t)$. La tension et l'intensité sont donc proportionnelles : lorsque l'une augmente ou diminue, l'autre évolue de la même façon. La courbe de u_R permet ainsi de suivre celle de i, même si leurs valeurs numériques diffèrent par un facteur R.

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> $u_R(t) = R\,i(t)$: la tension et l'intensité ont la même évolution temporelle.

Question 1.2.1. L'équation différentielle du circuit est L·di/dt + (R + r)·i = E. Écrire cette équation en régime permanent, lorsque l'intensité est constante.

En régime permanent, l'intensité est constante, donc $\mathrm{d}i/\mathrm{d}t = 0$. Le terme inductif $L\,\mathrm{d}i/\mathrm{d}t$ s'annule dans l'équation du circuit. Il reste alors l'égalité entre la tension du générateur et la somme des tensions aux bornes des résistances R et r.

$$(R + r)i = E$$

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> En régime permanent : $(R + r)i = E$.

Question 1.2.2. Déduire de l'équation en régime permanent la valeur de l'intensité constante.

On isole l'intensité dans l'équation obtenue en régime permanent : $i = E/(R + r)$. Le générateur fournit $E = 5,0\,\mathrm{V}$, et les résistances en série valent $R = 10,0\,\Omega$ et $r = 5,0\,\Omega$. La résistance totale est donc $15,0\,\Omega$. L'application numérique donne $i_\infty = 5,0/15,0$, arrondi à deux chiffres significatifs.

> ✓ **RÉPONSE À RETENIR**
>
> $i_\infty = 0,33\,\mathrm{A}$.

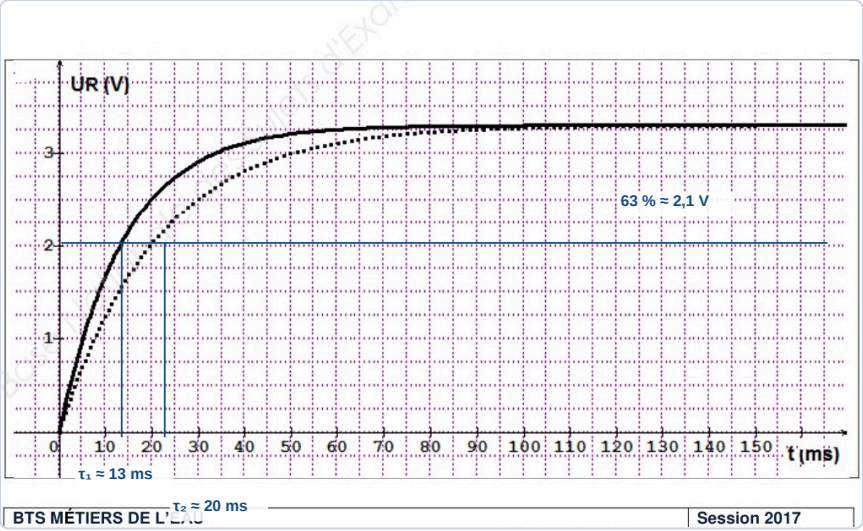
Question 1.3. **Déterminer les constantes de temps τ₁ pour la courbe 1 et τ₂ pour la courbe 2. La constante de temps correspond à 63 % de la valeur de l'intensité en régime permanent.**

La tension finale lue sur le graphe est environ $3,3\,\text{V}$. La loi d'Ohm implique que le niveau correspondant à 63 % de l'intensité finale est aussi 63 % de la tension finale, soit environ $2,1\,\text{V}$. On relève sur chaque courbe le temps nécessaire pour atteindre ce niveau :

Courbe	Situation	Constante de temps
1, trait plein	Sans métal	$\tau_1 \approx 13\,\text{ms}$
2, pointillés	Avec fer	$\tau_2 \approx 20\,\text{ms}$

Les valeurs sont des lectures graphiques approximatives.

Lecture des constantes de temps



✓ RÉPONSE À RETENIR

$\tau_1 \approx 13\,\text{ms}$; $\tau_2 \approx 20\,\text{ms}$.

Question 1.4. **Déduire les valeurs L₁ et L₂ de l'inductance dans chaque cas, puis vérifier que l'inductance augmente lorsqu'on approche de la bobine un objet ferromagnétique.**

Dans un circuit RL, la constante de temps vaut $\tau = L/(R+r)$, donc $L = \tau(R+r)$. La résistance totale est $10,0 + 5,0 = 15,0\,\Omega$. Sans métal, $L_1 = 0,013 \times 15,0 = 0,195\,\text{H}$, soit environ $0,20\,\text{H}$. Avec la pièce de fer, $L_2 = 0,020 \times 15,0 = 0,30\,\text{H}$. L'inductance est donc plus élevée en présence du fer.

✓ RÉPONSE À RETENIR

Sans métal : $L_1 \approx 0,20\,\text{H}$. Avec fer : $L_2 \approx 0,30\,\text{H}$. L'inductance augmente.

2. L’oscillateur

Question Calcul. Le détecteur est équivalent à un oscillateur électrique non amorti constitué d’un condensateur et d’une bobine de résistance nulle, d’inductance L = 0,22 H. En utilisant l’expression $T_0 = 2\pi\sqrt{LC}$, calculer la capacité C du condensateur pour obtenir une fréquence propre f_0 = 2,0 kHz en l’absence de métal à proximité.

La période propre vérifie $T_0 = 1/f_0 = 2\pi\sqrt{LC}$. En isolant la capacité, on obtient $C = 1/(4\pi^2 f_0^2 L)$. On convertit d’abord la fréquence : $2,0\,\text{kHz} = 2,0 \times 10^3\,\text{Hz}$. Avec $L = 0,22\,\text{H}$, le calcul donne une capacité de l’ordre de $10^{-8}\,\text{F}$.

1. $C = 1/(4\pi^2 f_0^2 L)$
2. $C = 1/[4\pi^2 (2,0 \times 10^3)^2 (0,22)]$

> **✓ RÉPONSE À RETENIR**
>
> $C \approx 2,9 \times 10^{-8}\,\text{F} = 29\,\text{nF}$.

Ce qu'il faut retenir de ce sujet (Session 2017)

Bilan de l'épreuve : Épreuve de Sciences physiques U. 32 du BTS Métiers de l'eau, session 2017, code MTE3SC, d'une durée de 2 heures et de coefficient 2,5. Sur le thème du tannage des peaux et du traitement des effluents industriels, le sujet aborde la déchromatation, les alternatives chimiques au chrome et les capteurs inductifs. Il évalue les raisonnements chimiques et physiques ainsi que les calculs associés.

Notions-clés, formules & règles à maîtriser

- Une réduction correspond à un gain d'électrons et à une diminution du nombre d'oxydation de l'espèce réduite.
- À 25 °C, la frontière SO_4^{2-}/HSO_3^- du sujet suit E = 0,22 − 0,09 × pH lorsque les concentrations sont égales.
- Pour $Cr(OH)_3$, Ks = $[Cr^{3+}][OH^-]^3$; le précipité apparaît lorsque le produit ionique atteint Ks.
- Dans un circuit RL, τ = L/(R + r) ; dans un oscillateur LC, $T_0 = 2\pi\sqrt{(LC)}$ et $f_0 = 1/T_0$.

Points de vigilance & attentes du jury

- Équilibrer les demi-équations rédox en milieu acide avec H_2O, H^+ et les électrons, puis vérifier les atomes et les charges.
- Sur le diagramme potentiel-pH, repérer les domaines de stabilité et placer les espèces de part et d'autre de la droite frontière.
- Convertir les concentrations massiques en quantités de matière avant d'appliquer la stœchiométrie de la réaction.
- Lire la constante de temps à 63 % de la valeur finale et utiliser les unités SI pour calculer inductance et capacité.

Questions fréquentes sur cette épreuve (Q&A Examen)

Q : Comment utiliser le diagramme potentiel-pH pour justifier la réduction du dichromate ?

À pH 4, repérez les domaines des espèces et comparez les potentiels des couples rédox sur le diagramme. La réduction est possible si HSO_3^- peut s'oxyder en SO_4^{2-} tandis que $Cr_2O_7^{2-}$ se réduit en Cr^{3+}.

Q : Comment déterminer le pH d'apparition de $Cr(OH)_3$?

À l'apparition du précipité, $[Cr^{3+}][OH^-]^3$ = Ks. Déterminez $[OH^-]$ à partir de la concentration en Cr^{3+}, puis calculez le pOH et utilisez pH + pOH = 14 à 25 °C.

Q : Comment lire la constante de temps sur la courbe du circuit RL ?

Repérez la valeur finale de uR, puis calculez-en 63 %. Comme uR est proportionnelle à l'intensité, le temps correspondant à ce niveau sur la courbe donne la constante de temps.

Q : Quels critères de présentation sont importants pour les calculs et le diagramme ?

Indiquez les relations utilisées, les conversions d'unités, les étapes de calcul et les résultats avec leurs unités. Sur l'annexe, tracez et identifiez la droite frontière et les domaines des espèces demandées.

Sujet officiel associé (PDF) : https://btsme.fr/assets/annales/bts-me/E3.2 - Physique - Chimie/2017/BTS ME - E3.2 - Physique - Chimie - Session 2017 - 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.