

Concours externe d'accès à la 2EME CATEGORIE des professeurs des étab privés PHYSIQUE CHIMIE

epreuve écrite disciplinaire (Épreuve commune/epreuve écrite 1)

Concours/Examen : Concours externe Enseignement Epreuve : E.P.1 N° sujet :

Section-option/Sécialité/BAP/Domaine : Physique-Chimie

CONSIGNES

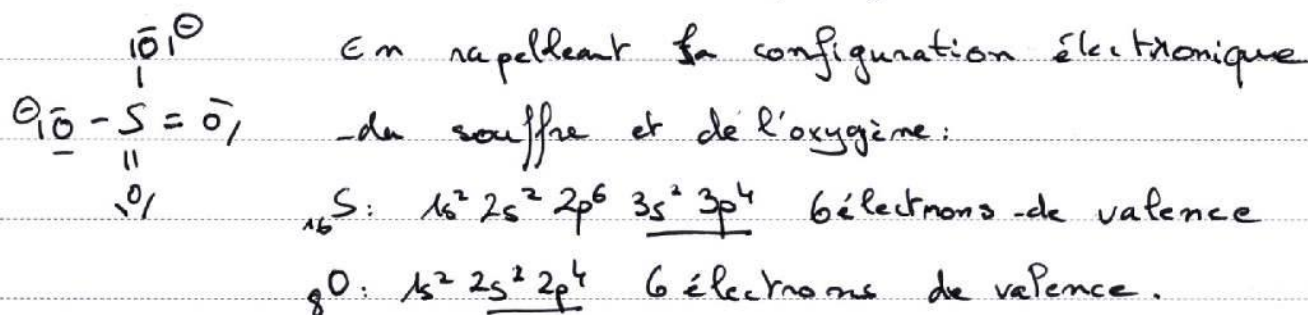
- Remplir soigneusement, sur CHAQUE feuille officielle, la zone d'identification en MAJUSCULES.
- Indiquer le n° du sujet quand l'épreuve comporte plusieurs sujets au choix.
- Ne pas signer la composition et ne pas y apporter de signe distinctif pouvant indiquer sa provenance.
- Numéroté chaque PAGE (cadre en bas à droite de la page) et placer les feuilles dans le bon sens et dans l'ordre.
- Rédiger avec un stylo à encre noire.
- N'effectuer aucun collage ou découpage de sujets ou de feuille officielle. Ne joindre aucun brouillon.

A. Prévention et traitement des sols

Partie 1: Traitement d'une eau chargée en cation métallique

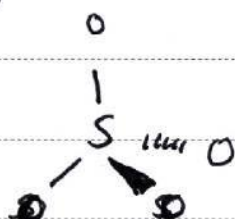
1. Dans la représentation symbolique A_ZX d'un élément,
 A représente le nombre de nucléon, Z le nombre de proton
 et X le ~~symbole~~ symbole de l'élément chimique.

2. Le schéma de Lewis est de l'ion sulfate SO_4^{2-} est :



La VSEPR de l'ion sulfate est : AX_4E_0 ,

la figure de répulsion est le tétraédrique régulier
 et sa géométrie propre est aussi le ~~sté~~ tétraédrique régulier.



Avec un angle $\alpha = 109,5^\circ$

3. On place les espèces chimiques en fonction du degré nombre d'oxydation de l'élément soufre -

Plus le degré nombre d'oxydation est élevé plus il sera plus haut sur le diagramme de E -pH ou Pourbaix (Représ)

Si 2 espèces chimiques ont le même nombre d'oxydation alors ces 2 espèces chimiques sont ^{des} acide - base de Brønsted. L'espèce ^{si} la plus protonée sera placée le plus à gauche du diagramme.

Déterminons le nombre d'oxydation de chaque espèce chimique :

$$n.o.(S) = 0$$

$$n.o.(S^{2-}) = -II$$

$$n.o.(H_2S) = -II \text{ car } \chi_S > \chi_H \quad \chi : \text{l'électronegativité donc } n.o.(H) = +I$$

$$n.o.(HS^-) = -II \quad , \quad n.o.(S) = -I$$

$$n.o.(SO_4^{2-}) : \quad 2(S) + 4(O) = 2(SO_4^{2-})$$

$$2(S) + 4 \times (-2) = -2 \text{ car } \chi_O > \chi_S \text{ donc } n.o.(O) = -II \text{ et } -I.$$

$$2(S) - 8 = -2 \quad \text{et } n.o.(S)$$

$$2(S) = -2 + 8$$

$$2(S) = 6 \text{ Alors } n.o.(SO_4^{2-}) = +VI.$$

$$n.o.(HSO_4^-) = \quad 2(S) + 2(H) + 4 \times (O) = 2(HSO_4^-)$$

$$2(S) + 1 + 4 \times -2 = -1$$

$$2(S) + 1 - 8 = -1$$

$$2(S) - 7 = -1$$

$$Z(S) = -1 + 7$$

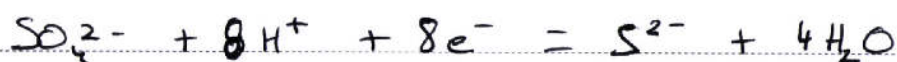
$$Z(S) = +6 \quad \text{Alors n.o.}(\text{HSO}_4^-) = +\text{VI}$$

Dans ce diagramme E-pH, nous avons plusieurs couple acide-base, identifiable par une frontière verticale :

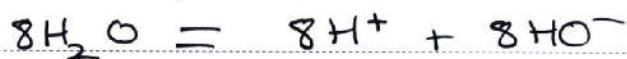
- — Couple $\text{HSO}_4^- / \text{SO}_4^{2-}$: $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- Couple $\text{H}_2\text{S} / \text{HS}^-$: $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{H}^+$
- Couple $\text{HS}^- / \text{S}^{2-}$: $\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-} + \text{H}^+$

HS^- est une espèce amphotère c'est-à-dire qu'il est à la fois un acide de Brønsted dans un couple acide-base et une base de Brønsted dans l'autre couple acide-base.

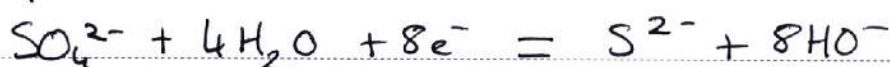
4. Écrivons la demi-équation du couple acide oxydo-réduction en milieu acide d'abord :



Pour passer du milieu acide en milieu basique, il faut utiliser l'autoprotolyse de l'eau :



Ainsi, on obtient la demi-équation du couple $\text{SO}_4^{2-} / \text{S}^{2-}$ en milieu basique :



5. D'après l'équation de Nernst du couple $\text{SO}_4^{2-}/\text{S}^{2-}$:

$$E_{\text{SO}_4^{2-}/\text{S}^{2-}} = E_{\text{SO}_4^{2-}/\text{S}^{2-}}^{\circ} + \frac{0,06}{8} \log \left(\frac{[\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{S}^{2-}]} \right) - 0,06 \text{ pH}$$

On selon la règle de l'équi-répartition de l'élément de l'atome

Soufre : $[\text{S}^{2-}] + [\text{SO}_4^{2-}] = c$

$$\cancel{[\text{SO}_4^{2-}]} \quad [\text{SO}_4^{2-}] = [\text{S}^{2-}] = \frac{c}{2}$$

Abrs : $E_{\text{SO}_4^{2-}/\text{S}^{2-}} = E_{\text{SO}_4^{2-}/\text{S}^{2-}}^{\circ} + \frac{0,06}{8} \log \left(\frac{\frac{c}{2}}{\frac{c}{2}} \right) - 0,06 \text{ pH}$

$$= E_{\text{SO}_4^{2-}/\text{S}^{2-}}^{\circ} - 0,06 \text{ pH}$$

Cette équation si on regarde le diagramme E - pH

suit le modèle d'une fonction affine du type $f(x) = ax + b$.

Par identification a : le coefficient directeur vaut

$-0,06 \text{ V/pH}$ b est le potentiel standard du couple

$\text{SO}_4^{2-}/\text{S}^{2-}$.

On peut^{le} vérifier que ce coefficient directeur vaut $-0,06$ en faisant le calcul à l'aide du graphique :

$$\frac{\Delta E}{\Delta \text{pH}} = \frac{-0,6 - (-0,5)}{15,4 - 13,6} = \frac{-0,1}{1,8} \approx -0,06$$

$$\frac{\Delta E}{\Delta \text{pH}} = \frac{-0,6 - (-0,5)}{15,4 - 13,6} = \frac{-0,1}{1,8} \approx -0,06$$

Concours/Examen : Concours externe Enseignant Epreuve : EPA N° sujet :

Section-option/S spécialité/BAP/Domaine : Physique-Chimie

CONSIGNES

- Remplir soigneusement, sur CHAQUE feuille officielle, la zone d'identification en MAJUSCULES.
- Indiquer le n° du sujet quand l'épreuve comporte plusieurs sujets au choix.
- Ne pas signer la composition et ne pas y apporter de signe distinctif pouvant indiquer sa provenance.
- Numéroté chaque PAGE (cadre en bas à droite de la page) et placer les feuilles dans le bon sens et dans l'ordre.
- Rédiger avec un stylo à encre noire.
- N'effectuer aucun collage ou découpage de sujets ou de feuille officielle. Ne joindre aucun brouillon.

6. Ecrivons les couple oxydo-réduction des couple H_2O_2/H_2O et O_2/H_2O :



Loi de Nernst :

$$E_{O_2/H_2O} = E_{O_2/H_2O}^{\circ} + \frac{0,06}{4} \log \frac{p_{O_2} [H^+]^4}{a_{H_2O}}$$

$a_{H_2O} = 1$; P° et $P_{O_2} = 1 \text{ bar}$

Ainsi :

$$E_{O_2/H_2O} = E_{O_2/H_2O}^{\circ} + \frac{0,06}{4} \log [H^+]^4$$

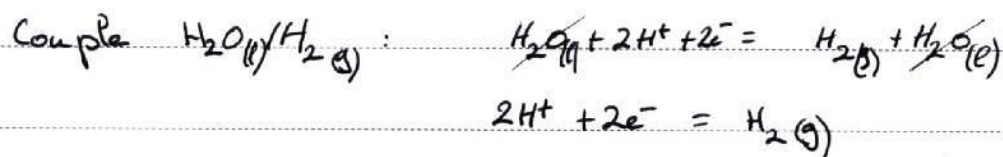
or $pH = -\log [H^+]$

Alors : $E_{O_2/H_2O} = E_{O_2/H_2O}^{\circ} + 4 \times \frac{0,06}{4} \log [H^+]$

$$= E_{O_2/H_2O}^{\circ} + 0,06 \log [H^+]$$

$$= E_{O_2/H_2O}^{\circ} - 0,06 pH \text{ Avec } E_{O_2/H_2O}^{\circ} = 1,23V$$

Donc : $E_{O_2/H_2O} = 1,23 - 0,06 pH$



Loi de Nernst :

$$E_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2\text{(g)}} = E_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2}^{\circ} + \frac{0,06}{2} \log \frac{a_{\text{H}_2\text{O}} \times [\text{H}^+]^2}{\frac{P_{\text{H}_2}}{P^{\circ}}}$$

On $P_{\text{H}_2} = P^{\circ} = 1 \text{ bar}$ et $a_{\text{H}_2\text{O}} = 1$

Ainsi : $E_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} = E_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2}^{\circ} + \log$

$$E_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} = E_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2}^{\circ} + \frac{0,06}{2} \log [\text{H}^+]^2$$

$$E_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} = E_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2}^{\circ} + 2 \times \frac{0,06}{2} \log [\text{H}^+]$$

$$= E_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2}^{\circ} + 0,06 \log [\text{H}^+]$$

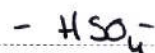
On $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$

Alors : $E_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} = E_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2}^{\circ} - 0,06 \text{ pH}$ avec $E_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2}^{\circ} = 0 \text{ V}$

Donc : $E_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} = -0,06 \text{ pH}$

Ces 2 courbes seront tracé dans l'annexe.

Les espèces stables dans l'eau sont : - le soufre (S₈)



7. Comme on a mentionné à la question 3 que pour reconnaître un couple acide-base sur un diagramme E-pH, il faut regarder les frontières verticales.

Ici par lecture graphique le ^{pH} couple H₂S / HS⁻ ~~est 7,2~~ est 7,2.

On exprime la relation entre le pK_a de ce couple et le pH :

$$K_{a1} = \frac{[H_3O^+][HS^-]}{[H_2S]}$$

On rappelle que l'équation de la réaction est : $H_2S + H_2O \rightleftharpoons HS^- + H_3O^+$

$$pK_{a1} = -\log K_{a1} = -\log \left(\frac{[H_3O^+][HS^-]}{[H_2S]} \right)$$

$$pK_{a1} = -\log [H_3O^+] - \log \left(\frac{[HS^-]}{[H_2S]} \right)$$

on $pH = -\log [H_3O^+]$

$$pK_{a1} = pH - \log \frac{[HS^-]}{[H_2S]}$$

On selon la règle de l'équi-répartition de l'atome de soufre entre H₂S et HS⁻ : $[H_2S] + [HS^-] = C$

$$[H_2S] = [HS^-] = \frac{C}{2}$$

Donc : $pK_{a1} = pH - \log \frac{C/2}{C/2}$

$$pK_{a1} = pH = \underline{7,2} \quad K_{a1} = \underline{10^{-7,2}}$$

On applique le même raisonnement pour le pK_{A_2} du couple HS^- / S^{2-} .

$$K_{A_2} = \frac{[H_3O^+][S^{2-}]}{[HS^-]} \quad \text{On rappelle que l'équation de la réaction est : } HS^- + H_2O \rightleftharpoons S^{2-} + H_3O^+.$$

$$pK_{A_2} = -\log K_{A_2} = -\log \left(\frac{[H_3O^+] \times [S^{2-}]}{[HS^-]} \right)$$

$$pK_{A_2} = -\log [H_3O^+] - \log \left(\frac{[S^{2-}]}{[HS^-]} \right)$$

$$\text{On } pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pK_{A_2} = pH - \log \left(\frac{[S^{2-}]}{[HS^-]} \right)$$

On selon la règle de l'équipartition de l'atome de soufre : $[HS^-] + [S^{2-}] = C$

$$[HS^-] = [S^{2-}] = \frac{C}{2}$$

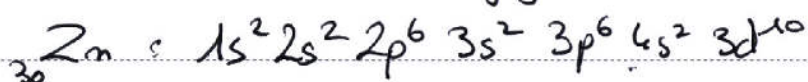
Ainsi : $pK_{A_2} = pH - \log \frac{S/2}{S/2}$

$$pK_{A_2} = pH$$

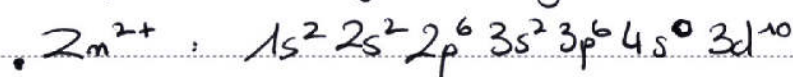
Par lecture graphique, on trouve $pH = 13,6$

Donc : $pK_{A_2} = \underline{13,6} \quad K_{A_2} = \underline{10^{-13,6}}$

8. On écrit la configuration du Zinc d'abord :



Enfin sous sa forme ionique Zn^{2+} :



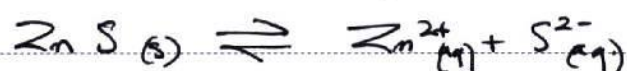
Concours/Examen : Concours externe Enseignant Épreuve : EPI N° sujet :
 Section-option/S spécialité/BAP/Domaine : Physique - Chimie

CONSIGNES

- Remplir soigneusement, sur CHAQUE feuille officielle, la zone d'identification en MAJUSCULES.
- Indiquer le n° du sujet quand l'épreuve comporte plusieurs sujets au choix.
- Ne pas signer la composition et ne pas y apporter de signe distinctif pouvant indiquer sa provenance.
- Numéroté chaque PAGE (cadre en bas à droite de la page) et placer les feuilles dans le bon sens et dans l'ordre.
- Rédiger avec un stylo à encre noire.
- N'effectuer aucun collage ou découpage de sujets ou de feuille officielle. Ne joindre aucun brouillon.

9. Exprimons le produit de solubilité K_s :

Soit l'équilibre dissolution-précipitation :



$$K_s = \frac{a_{\text{Zn}^{2+}(\text{aq})} \times a_{\text{S}^{2-}(\text{aq})}}{a_{\text{ZnS (s)}}}$$

Les activités des solides valent 1 et pour les solutés : $a_i = \frac{[C]}{c^0}$

Ainsi : $K_s = \frac{[\text{Zn}^{2+}] \times [\text{S}^{2-}]}{(c^0)^2}$ Avec $c^0 = 1 \text{ mol. L}^{-1}$

10. Déterminons la concentration d'ion-sulfure grâce aux produits de solubilité en supposant qu'on a $Q_2 = K_s$.

$K_s =$



Quantité initiale	n	$\frac{n}{V} \times V$	0
Quantité à saturation	$n - x$	$\frac{V}{V} + x$	x
Concentration à saturation	$N \cdot D$	$C + S$	S

$S = \frac{n}{V}$

~~$K_S = \frac{S^2}{CO_2}$~~ $K_S = [Zn^{2+}] \times [S^{2-}]$

~~$K_S = \frac{S^2}{CO_2}$~~

~~$K_S = [$~~

~~$K_S = [Zn^{2+}] [S^{2-}]$~~

~~$S^2 = CO_2 \times K_S$~~

~~$[S^{2-}] = \frac{K_S}{[Zn^{2+}]}$~~

~~$S = \sqrt{CO_2 \times K_S}$~~

~~$= \frac{10^{-24,7}}{1 \cdot 10^{-4}} = 1,99 \cdot 10^{-21} \text{ mol.L}^{-1}$~~

~~$= \sqrt{(1)^2 \times 10^{-24,7}}$~~

~~$= 4,46 \cdot 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$~~

$$\text{Ainsi: } [Zn^{2+}] = [S^{2-}] = 4,46 \cdot 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$11. \text{ Démontrons que } [S^{2-}] = K_{A1} \times K_{A2} \times C \times 10^{2pH}$$

Partons sur la réaction de dismutation de l'ion HS^- :



On imposera que dans cette réaction, on néglige l'autoprotolyse de l'eau des ions H_3O^+ et HO^- .

En faisant le produit des 2 constantes d'acidité, on obtient:

$$K_{A1} \times K_{A2} = \frac{[H_3O^+] \times [HS^-]}{[H_2S]} \times \frac{[H_3O^+] [S^{2-}]}{[HS^-]}$$

$$K_{A1} \times K_{A2} = \frac{[H_3O^+]^2 \times [S^{2-}]}{[H_2S]}$$

$$\text{or } [H_2S] = C$$

$$\text{Ainsi: } K_{A1} \times K_{A2} = \frac{[H_3O^+]^2 [S^{2-}]}{C}$$

$$[S^{2-}] = \frac{C \times K_{A1} \times K_{A2}}{[H_3O^+]^2}$$

On $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

Alors :

$$[\text{S}^{2-}] = \frac{C \times K_{A1} \times K_{A2}}{(10^{-\text{pH}})^2}$$

$$[\text{S}^{2-}] = \frac{C \times K_{A1} \times K_{A2}}{10^{-2\text{pH}}}$$

Donc :

$$[\text{S}^{2-}] = C \times K_{A1} \times K_{A2} \times 10^{2\text{pH}}$$

C'est ce qu'il fallait démontrer

12.

Partie 2: Chauffage des sols

13. Calculons d'abord l'enthalpie standard de la réaction :

$$\begin{aligned} \Delta_r H_f^\circ(1) &= \Delta_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + \Delta_f^\circ(\text{CaO}(\text{s})) - \Delta_f^\circ(\text{CaCO}_3(\text{s})) \\ &= -393,5 + (-635,1) - (-1207) \\ &= 178,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \quad \Delta_r H_f^\circ(1) > 0 \end{aligned}$$

La réaction est endothermique

Ensuite, on calcule l'entropie standard de la réaction :

$$\begin{aligned} \Delta_r S_f^\circ(1) &= S^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + S^\circ(\text{CaO}(\text{s})) - S^\circ(\text{CaCO}_3(\text{s})) \\ &= 214 + 39,8 - 92,9 \\ &= 160,9 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

$\Delta_r S_f^\circ(1) > 0$ logique car le désordre augmente

On peut déduire le calcul pour l'enthalpie libre standard :

$$\begin{aligned}\Delta_r G_f^\circ(1) &= \Delta_r H_f^\circ(1) - T \Delta_r S_f^\circ(1) \\ &= 178,4 \cdot 10^3 - 1100 \times 160,9 \\ &= 1410 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ soit } 1,41 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}\end{aligned}$$

Enfin on calcule la constante d'équilibre K_T :

$$\cancel{K_T} = \cancel{R T \ln}$$

$$\Delta_r G_f^\circ = - R T \ln K_T$$

$$\ln K_T = - \frac{\Delta_r G_f^\circ}{R T}$$

$$K_T = e^{\frac{-\Delta_r G_f^\circ}{R T}}$$

$$= e^{\frac{-1410}{8,314 \times 1100}}$$

$$= 0,85.$$

14. Exprimons Q_r , le quotient réactionnel de cette réaction :

$$Q_r = \frac{a_{\text{CO}_2(g)} \times a_{\text{CaO(s)}}}{a_{\text{CaCO}_3(s)}}$$

On rappelle que les activités des solides valent 1

et $a_{\text{CO}_2(g)} = \frac{p_{\text{CO}_2}}{p^0}$. Avec $p^0 = 1 \text{ bars}$

$$\text{Ainsi : } Q_r = \frac{p_{\text{CO}_2}}{p^0}$$

Concours/Examen : Concours externe Enseignant Épreuve : EPI N° sujet :
Section-option/Spécialité/BAP/Domaine : Physique - Chimie

CONSIGNES

- Remplir soigneusement, sur CHAQUE feuille officielle, la zone d'identification en MAJUSCULES.
- Indiquer le n° du sujet quand l'épreuve comporte plusieurs sujets au choix.
- Ne pas signer la composition et ne pas y apporter de signe distinctif pouvant indiquer sa provenance.
- Numéroté chaque PAGE (cadre en bas à droite de la page) et placer les feuilles dans le bon sens et dans l'ordre.
- Rédiger avec un stylo à encre noire.
- N'effectuer aucun collage ou découpage de sujets ou de feuille officielle. Ne joindre aucun brouillon.

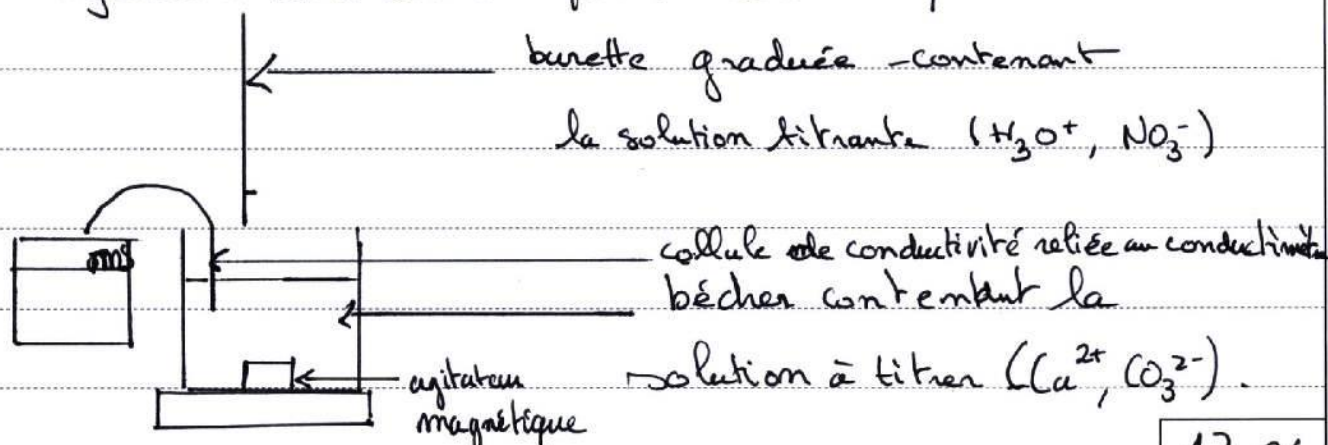
15. Pour que la réaction soit favorable c'est-à-dire dans le sens direct, il faut augmenter la température pour que la constante d'équilibre soit meilleur en terme d'avancement. Ce premier paramètre est basé sur la loi de Van't Hoff:

$$\frac{d \ln K}{dT} = \frac{-\Delta_r H_r(T)}{RT^2}$$

L'autre solution, c'est d'utiliser le principe de Le Chatelier en modifiant la pression de CO_2 par diminution.

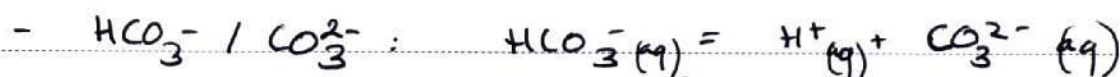
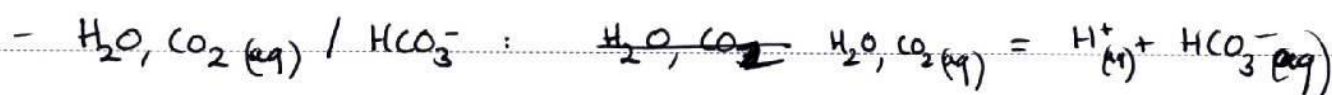
L'équilibre va faire en sorte de retrouver cet état d'équilibre en consommant du calcaire ($CaCO_3(s)$) pour reformer du $CO_2(g)$.

16. Titration ^{conductimétrie} des ions carbonate par l'acide nitrique

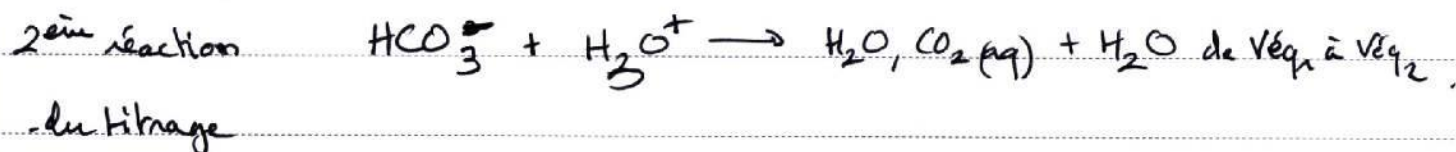
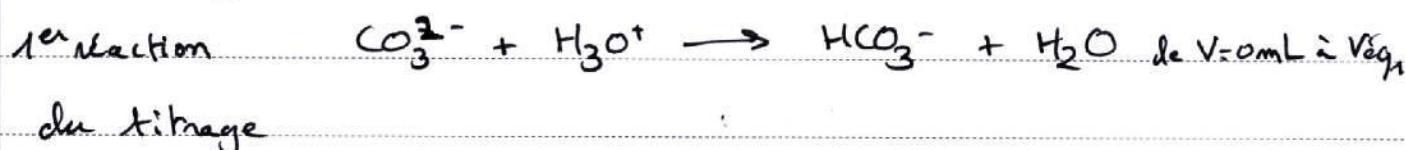


17. Les 2 couples acide-base venant de la di base CO_3^{2-}

Sont :



18. Les 2 réactions qui ont lieu lors de ce titrage sont :



19. Au cours de la 1^{ère} réaction du titrage :

~~Les ions CO_3^{2-} diminuent, et les ions H_3O^+ , NO_3^- et~~

La conductivité en ion CO_3^{2-} diminue et les ions H_3O^+ , NO_3^- et HCO_3^- augmentent. Et d'après la loi de conductivité :

$$\sigma = \sum_i \lambda_i [X_i]$$

On se retrouve sur une pente décroissante.

20. Ensuite lors du 2nd titrage, les ions HCO_3^- diminuent et les ions ~~H_3O^+~~ H_3O^+ et NO_3^- augmentent. En regardant les coefficients de conductivité. Ils vont augmenter la conductivité du titrage.

11.24

20. On détermine la concentration d'eau analysé en ion Ca^{2+} :

À la 2^{ème} équivalence lorsque les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques :

$$C_0 \times V_0 = \underline{C_1 \times V_{eq_2}}$$

$$C_0 = \frac{C_1 \times V_{eq_2}}{V_0}$$

$$= \frac{1.10^{-2} \times 48.10^{-3}}{20.10^{-3}}$$

$$= 2,4.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Enfin on calcule la dureté de cet eau :

$$1^{\circ}f \longrightarrow 1,0.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$? \xrightarrow{\quad} 1,2.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{dureté de l'eau} = \frac{1,2.10^{-2} \times 1}{1,0.10^{-4}} = 240^{\circ}f$$

Cette eau est très dure qu'elle doit être nettement adoucie.

Partie 3 : Protection des cultures

21. Il s'agit du but-3-en-2-ol -

22. La fonction chimique qui a été créée dans la molécule 2 est l'ester -

23. Le rôle du montage Dean-Stark permet d'avoir le produit par estérification. Et le rendement de cette réaction ~~de cette réaction~~ est supérieur à 30% par excès d'eau.

24. La verrerie utilisée pour effectuer les lavages organique s'appelle le Büchner.

25.

26. La transformation réalisée est une oxydation, le produit utilisé est la pyridine et avec le permanganate de potassium car sinon on formerait un acide carboxylique.

27.

28. Voir question 26 pour l'explication du choix de pyridine.

29. La réaction de l'étape 3 et 4 est bien terminée car si on regarde le spectre I.R. :
~~- On observe une intense et large bande caractéristique~~
- On observe une bande intense et fine caractéristique d'un aldéhyde / cétone $\sigma \approx 1700 \text{ cm}^{-1}$

Concours/Examen : Concours Externe Enseignant Épreuve : EP1 N° sujet :
 Section-option/S spécialité/BAP/Domaine : Physique Chimie

CONSIGNES

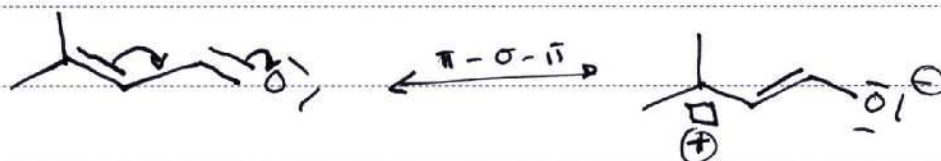
- Remplir soigneusement, sur CHAQUE feuille officielle, la zone d'identification en MAJUSCULES.
- Indiquer le n° du sujet quand l'épreuve comporte plusieurs sujets au choix.
- Ne pas signer la composition et ne pas y apporter de signe distinctif pouvant indiquer sa provenance.
- Numéroté chaque PAGE (cadre en bas à droite de la page) et placer les feuilles dans le bon sens et dans l'ordre.
- Rédiger avec un stylo à encre noire.
- N'effectuer aucun collage ou découpage de sujets ou de feuille officielle. Ne joindre aucun brouillon.

30.

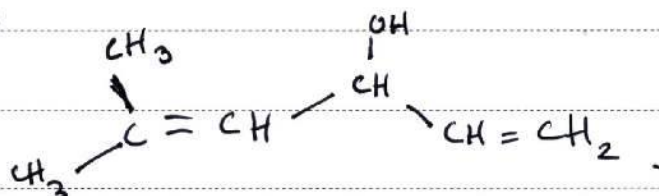
31.



Forme mésomère possible de la molécule 4 :



32. Le produit secondaire qu'on pourrait avoir
~~CH₃~~ au cours de la transformation 4 → 5
 est :



Partie 4: Utilisation de drones en viticulture.

33. Un référentiel galiléen est un référentiel qui obéit à la 1^{ère} loi de Newton - Principe d'inertie c'est-à-dire quand le système est en repos ou à vitesse constante.

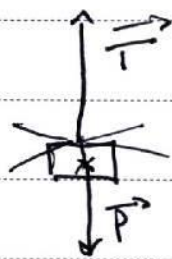
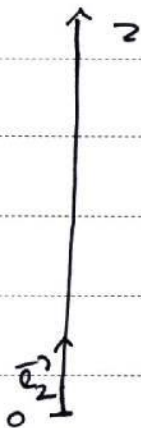
~~Un exemple expérimental ou le référentiel~~

34. Il existe 3 référentiel supposé galiléen:

- Référentiel terrestre, ~~où~~ où le centre est l'une des surface de la terre.
- Référentiel géocentrique est un référentiel où le centre est la Terre est orienté vers 3 étoiles lointaines considérée comme fixe (3 axes).
- Référentiel héliocentrique est un référentiel où le centre est l'étoile est orientée vers 3 étoiles considérées comme fixe.

Exemple d'existence où le référentiel terrestre n'est pas respecté: Pendule de Foucault.

34. Schématisons le drone lors du décollage.



Bilan des forces:

- Poids $\vec{P} = m\vec{g} = -mg\vec{e}_z$
- Poussée verticale des moteurs $\vec{T} = T\vec{e}_z$.

35. Admettons que ~~le~~ le système est à l'équilibre
 Alors on peut utiliser le principe fondamental
 de la statique :

$$\sum \vec{F} = \vec{0}$$

$$\vec{P} + \vec{T} = \vec{0}$$

$$\vec{P} = -\vec{T}$$

$$-mg\vec{e}_2 = -T\vec{e}_2$$

En faisant une projection scalaire, on peut déterminer
 la force de pesanteur.

$$\begin{aligned} T &= mg \\ &= 20 \times 9,81 \\ &= \underline{196,2 \text{ N}} \end{aligned}$$

36. Démontrons que la masse volumique de l'air
 est de $1,2 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$.

On utilise la loi des gaz parfaits :

$$pV = nRT$$

$$\text{on } n = \frac{m}{M}$$

$$\text{Ainsi : } pV = \frac{mRT}{M} \quad \text{on } m = \rho_{\text{air}} \times V$$

$$\text{D'où : } pV = \frac{\rho_{\text{air}} \times V \times RT}{M}$$

$$\text{Donc : } \rho_{\text{air}} = \frac{pM}{RT} = \frac{1.10^5 \times 29.10^{-3}}{8,314 \times 298} = 1,17 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

soit environ $1,2 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$. C'est ce qu'il fallait démontrer.

19/24

37. L'expression du débit massique $\dot{m}$ est

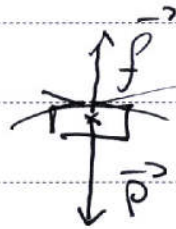
$$\dot{m} = \frac{dm}{dt}$$

38.

39.

40. Le système étudié est le drone de masse m
le référentiel choisi est le référentiel terrestre
supposé galiléen.

Schéma:



Bilan des forces:

- Poids $\vec{P} = m\vec{g}$

- force de frottement $\vec{f} = \frac{1}{2} \rho_{\text{air}} \times S \times C_x \times v^2 \vec{z}$

On applique la 2^{de} Loi de Newton - Principe Fondamental
de la Dynamique: $\sum \vec{F} = m\vec{a}$

$$\vec{P} + \vec{f} = m\vec{a}$$

$$\text{on } \vec{a} = \frac{d\vec{v}}{dt}$$

$$+ m\vec{g} + \frac{1}{2} \rho_{\text{air}} \times S \times C_x \times v^2 \vec{z} = m \frac{d\vec{v}}{dt}$$

$$\frac{d\vec{v}}{dt} = \frac{\frac{1}{2} \rho_{\text{air}} \times S \times C_x \times v^2 \vec{z} + m\vec{g}}{m}$$

Concours/Examen : Concours externe Enseignant Épreuve : EPI N° sujet :
 Section-option/S spécialité/BAP/Domaine : Physique - Chimie

CONSIGNES

- Remplir soigneusement, sur CHAQUE feuille officielle, la zone d'identification en MAJUSCULES.
- Indiquer le n° du sujet quand l'épreuve comporte plusieurs sujets au choix.
- Ne pas signer la composition et ne pas y apporter de signe distinctif pouvant indiquer sa provenance.
- Numéroté chaque PAGE (cadre en bas à droite de la page) et placer les feuilles dans le bon sens et dans l'ordre.
- Rédiger avec un stylo à encre noire.
- N'effectuer aucun collage ou découpage de sujets ou de feuille officielle. Ne joindre aucun brouillon.

Ainsi l'équation différentiel est :

$$\frac{d\vec{v}}{dt} = \frac{1}{2} \frac{\rho_{air} \times S \times C_x \times v^2}{m} = g$$

41: On résout cette équation différentiel :

D'abord, on résout sans second membre :

$$\frac{d\vec{v}}{dt} = \frac{1}{2} \frac{\rho_{air} \times S \times C_x \times v^2}{m} = 0$$

$$\frac{d\vec{v}}{dt} = \frac{1}{2} \frac{\rho_{air} \times S \times C_x \times v^2}{m}$$

$$\frac{d\vec{v}}{dt} = \frac{1}{2} \frac{\rho_{air} \times S \times C_x \times v^2}{m} dt$$

$$\int \frac{d\vec{v}}{v^2} = \int \frac{1}{2} \frac{\rho_{air} \times S \times C_x \times v^2}{m} dt$$

$$\ln v = \frac{1}{2} \frac{\rho_{air} \times S \times C_x \times v^2}{m} t$$

~~La forme de la solution~~

La forme générale de la solution d'une équation différentiel d'ordre 1 :

$$v(t) = A e^{\frac{1}{2} \frac{\rho_{air} \times S \times C_x \times v^2}{m} t} + v_p$$

On détermine v_p , la solution particulière par la méthode des fonctions constantes :

$$\frac{dv}{dt} = 0 \Rightarrow \frac{dv}{dt} - \frac{1}{2} \frac{\rho_{\text{air}} \times S \times C_x \times \vec{v}_p^2}{m} = g$$

$$\vec{v}_p = \frac{2mg}{\rho_{\text{air}} \times S \times C_x \times \vec{v}_p^2}$$

$$\vec{v}_p = \frac{2mg}{\rho_{\text{air}} \times S \times C_x \times \vec{v}_p^2}$$

$$\text{Ainsi : } v(t) = A e^{\frac{1}{2} \frac{\rho_{\text{air}} \times S \times C_x \times v^2}{m} t} - \frac{2mg}{\rho_{\text{air}} \times S \times C_x \times v^2}$$

On détermine A par les conditions initiales à $t=0$

$$v(0) = 0 = A e^{\frac{1}{2} \frac{\rho_{\text{air}} \times S \times C_x \times v^2}{m} \times 0} - \frac{2mg}{\rho_{\text{air}} \times S \times C_x \times v^2}$$

$$A - \frac{2mg}{\rho_{\text{air}} \times S \times C_x \times v^2} = 0$$

$$A = \frac{2mg}{\rho_{\text{air}} \times S \times C_x \times v^2}$$

$$\text{Donc : } v(t) = \frac{2mg}{\rho_{\text{air}} \times S \times C_x \times v^2} \left(e^{\frac{1}{2} \frac{\rho_{\text{air}} \times S \times C_x \times v^2}{m} t} - 1 \right)$$

Quand $t \rightarrow \infty$,

$$v_{\text{lim}} = \frac{2mg}{\rho_{\text{air}} \times S \times C_x \times v^2}$$

42.

B. Prévention des stress hydrique et thermique pour les cultures

43. A est logiquement en Ω puis que la résistance R est en Ω (Ω).

Pour l'unité de B :

$$\ln R = \ln(A)$$

$$R(T) = A e^{\frac{B}{T}}$$

$$\ln R(T) = \ln(A e^{\frac{B}{T}})$$

$$\ln R(T) = \ln(A) + \ln(e^{\frac{B}{T}})$$

$$\ln R(T) = \ln A + \ln e^{\frac{B}{T}}$$

$$\ln R(T) = \ln A + \frac{B}{T}$$

$$\frac{B}{T} = \ln(R(T)) - \ln(A)$$

$$\frac{B}{T} = \frac{\ln R(T)}{A}$$

$$B = T \ln \frac{R(T)}{A}$$

B s'exprime en ~~$\Omega \cdot K$~~ $\Omega \cdot K$

44. Il s'agirait d'un capteur CTP car selon la notice, la température augmente avec la résistance.

45. Déterminons la valeur B par le calcul du coefficient directeur avec le graphique

$$\frac{\Delta \ln(R)}{\Delta \frac{1}{T}} = \frac{2,5 - 0}{0,0030 - 0,0026}$$

$$= 6250$$

Or selon l'expression $\ln(R) = \ln(A) + \frac{B}{T}$

Par identification $B = 6250 \text{ ~~J.K}^{-1}~~ \text{ U.S.I (Unité du système international)}$

46. Déterminons l'incertitude type $u(R_0)$:

$$\frac{u(R_0)}{R_0} = 8\% = 0,08$$

$$u(R_0) = R_0 \times 0,08$$

$$u(R_0) = R_0 \times 0,08$$

$$= 132,4 \times 0,08$$

$$= 10,6 \text{ } \Omega \rightarrow 10 \text{ } \Omega$$

Donc:

$$R_0 = 1324 \pm 10 \text{ } \Omega$$

47. Si on compare entre la valeur expérimentale et la valeur de la notice. Les données sont cohérentes avec le constructeur.

48: Exprimons u en fonction E , R et τ

$$u = \frac{R}{\tau} E$$

49. Calculons u : $u = \frac{131}{131 \times 10^2} \times$

26/26

Concours/Examen : Concours Externe Enseignant Épreuve : EP 1 N° sujet :

Section-option/S spécialité/BAP/Domaine : Physique-Chimie

CONSIGNES

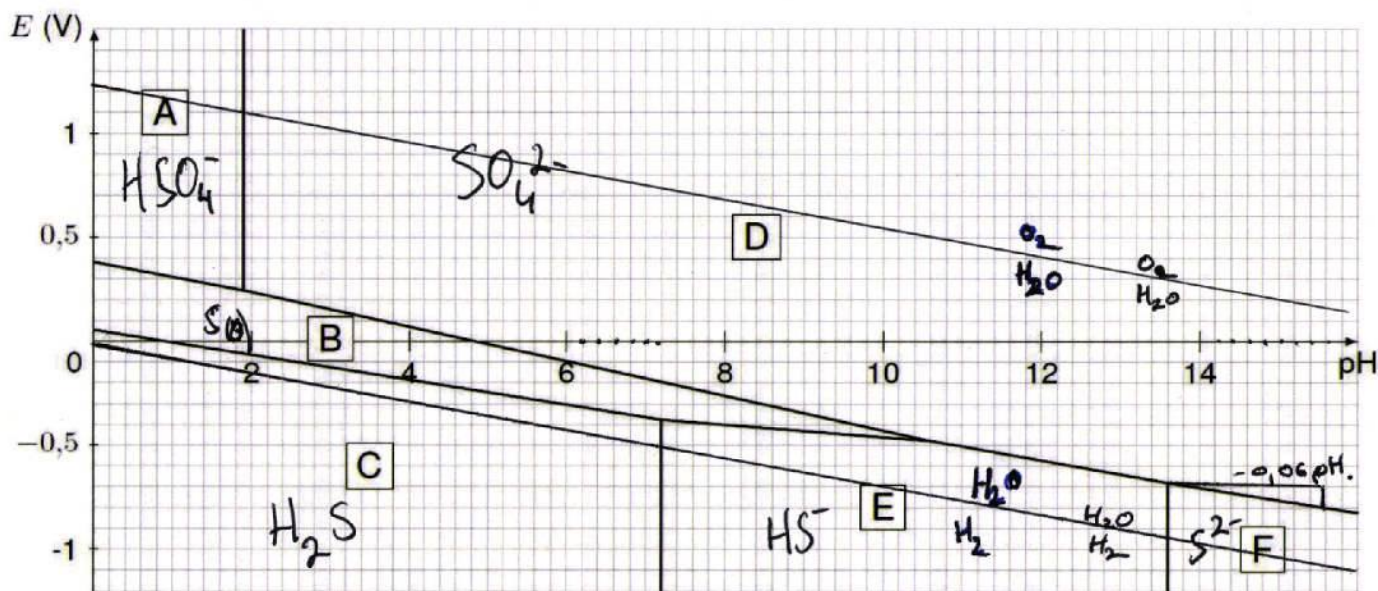
- Remplir soigneusement, sur CHAQUE feuille officielle, la zone d'identification en MAJUSCULES.
- Indiquer le n° du sujet quand l'épreuve comporte plusieurs sujets au choix.
- Ne pas signer la composition et ne pas y apporter de signe distinctif pouvant indiquer sa provenance.
- Numéroté chaque PAGE (cadre en bas à droite de la page) et placer les feuilles dans le bon sens et dans l'ordre.
- Rédiger avec un stylo à encre noire.
- N'effectuer aucun collage ou découpage de sujets ou de feuille officielle. Ne joindre aucun brouillon.

ANNEXE A RENDRE AVEC LA COPIE

Diagramme potentiel-pH de l'élément soufre

Pour ce tracé, les six espèces chimiques suivantes ont été prises en compte : $\text{HSO}_4^-(\text{aq})$, $\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$, $\text{S}(\text{s})$, $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$, $\text{HS}^-(\text{aq})$, $\text{S}^{2-}(\text{aq})$.

Le tracé a été réalisé pour une concentration en chacune des espèces dissoutes égale à $1,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



Concours section : Concours externe d'accès à la 2EME CATEGORI

Epreuve matière : epreuve écrite disciplinaire (Épreuve commune/epreuve écrite 1)

11.3 / 20