

EXAMEN DE P311

COURS, TD et DOCUMENTS INTERDITS

CALCULATRICES AUTORISEES

PORTABLES STRICTEMENT ETEINTS

DUREE 1h30

EXERCICE 1 (7points)

Une charge q est placée en un point O d'un axe $x'Ox$ orienté par un vecteur unitaire \vec{i} .

Elle crée en un point A d'abscisse $x_A > 0$ un champ électrique $\vec{E}_A = E_A \vec{i}$ (avec $E_A > 0$) et

en un point B d'abscisse x_B un champ électrique $\vec{E}_B = -\frac{4}{9} E_A \vec{i}$.

- 1) Quel est le signe de la charge q ?
- 2) Déterminer l'expression algébrique de x_B en fonction de x_A .
- 3) Quelle relation y a-t'il entre les potentiels V_A et V_B créés par la charge q aux points A et B ?
- 4) On mesure au point A le champ électrique $E_A = 11,25 \cdot 10^4 \text{ V.m}^{-1}$ et le potentiel $V_A = 2250 \text{ V}$. Calculer les valeurs de x_A , de q et x_B .
- 5) On place au point B une charge q' . Quel doit être le signe de q' pour que le potentiel électrique créé en A par q et q' soit nul? Calculer la valeur de q' .
- 6) Calculer alors la valeur et le sens du champ électrique total créé en A par q et q' .
- 7) Calculer la force exercée par q sur q' , en précisant sa nature (répulsive ou attractive) et montrer qu'on peut aussi retrouver la valeur de \vec{E}_B .

Rappel : $K = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} = 9 \cdot 10^9 \text{ USI}$

EXERCICE 2 (8 points)

Une sphère de centre O et de rayon a porte la charge volumique uniforme ρ .

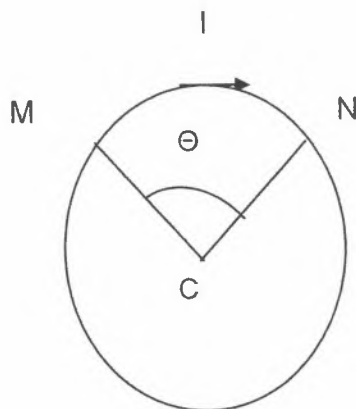
- 1) Etablir par considérations de symétries, la direction de \vec{E} et la surface de Gauss (Σ) à choisir pour calculer son module à la distance r de O . Déterminer, en explicitant les calculs, l'expression du flux de \vec{E} à travers (Σ). Que vaut ce flux selon le théorème de Gauss ?
- 2) Déterminer l'expression de \vec{E} en tout point de l'espace, en fonction de la valeur E_a qu'il prend à la surface de la sphère.
- 3) Calculer, en fonction de E_a , le potentiel V à la distance r quelconque de O . On précisera, en justifiant le raisonnement, quelle origine sera prise pour le potentiel.
- 4) Exprimer V en fonction de sa valeur V_a à la surface de la sphère.

EXERCICE 3 (5 points)

On considère une portion MN de spire circulaire de centre C, de rayon R, parcourue par un courant continu d'intensité I. La portion MN est vue sous l'angle θ depuis C (voir figure)

On rappelle le postulat de Biot et Savart
$$d\vec{B} = \frac{\mu_0}{4\pi} I \frac{d\vec{l} \wedge \vec{u}}{r^2}$$

- 1) En utilisant la loi de Biot et Savart, calculer les caractéristiques (module, direction et sens) du champ magnétique \vec{B}_θ créé en C, par la portion MN de la spire . Préciser sur un schéma la direction et le sens de \vec{B}_θ (C).
- 2) En déduire l'expression de \vec{B} (C) créé par la totalité de la spire en C.



Examen de Thermodynamique (C. FAVOTTO)

P412 ?

Aucun document autorisé, calculatrice non programmable autorisée

Durée 2H

I) (4 pts)

Soit un récipient de 3 litres contenant du dichlore à la pression de 0,5 atm à 250°C. On introduit 0,1 mole de pentachlorure de phosphore PCl_5 . La pression totale devient 2,75 atm.

a) La molécule se décompose en libérant du trichlorure de phosphore selon une réaction partielle. Ecrire l'équation correspondante.

b) Calculer α taux de dissociation de PCl_5 en PCl_3 et les pressions partielles des constituants du mélange gazeux à l'équilibre.

II) (4 pts)

On donne la variation d'enthalpie dans la réaction de formation d'une mole de bromure d'iode IBr gazeux à partir de I_2 (solide) et de Br_2 (liquide), à 298K et sous une pression de 1 atmosphère : $+41,26 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

Calculer l'enthalpie de la réaction à 114°C, lorsque les participants sont gazeux.

On donne :

Enthalpie molaire de sublimation du di iode à 114°C : 62360 J

Enthalpie molaire de vaporisation du di brome à 59°C : 30130 J

Les chaleurs molaires à pression constante que l'on supposera en première approximation ne pas dépendre de la température sont:

Gaz diatomiques : I_2 , Br_2 , IBr : $32,7 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Brome liquide : $72,0 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Iode solide : $55,6 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

III) (4 pts)

Calculer la température maximale théorique de la combustion isobare (1 atm) du monoxyde de carbone dans les deux cas suivants :

a) avec la quantité théorique d'oxygène pur

b) avec la quantité théorique d'air

On donne : $\Delta H^\circ_{\text{fCO}_2(\text{g})} = -393,0 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ_{\text{fCO}(\text{g})} = -110,4 \text{ kJ.mol}^{-1}$ à 298 K.

Capacités calorifiques molaires à pression constante : C_p

$C_p \text{ CO}_2(\text{g}) = 30,53 + 1,299 \cdot 10^{-2} T \quad \text{J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

$$C_p N_{2(g)} = 27,17 + 4,18 \cdot 10^{-3} T \quad \text{J.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Composition moyenne de l'air : 1 volume d'oxygène pour 4 volumes d'azote.

Les gaz initiaux sont pris à la température de 298 K.

Capacité calorifique molaire de la glace : $C_p = 25,5 \text{ J.mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

.../...

IV) (4 pts)

Calcul de la variation de ΔS°_T d'une réaction chimique en fonction de la température.

Calculer ΔS°_{1000} pour la réaction : $\text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{HCl}_{(g)}$

Données : $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; entropie standards : HCl ($186,91 \text{ J.K}^{-1}$), H_2 ($130,68 \text{ J.K}^{-1}$), Cl_2 ($223,07 \text{ J.K}^{-1}$), Capacité calorifique molaire à pression constante : : HCl ($29,12 \text{ J.K}^{-1}$), H_2 ($28,82 \text{ J.K}^{-1}$), Cl_2 ($33,91 \text{ J.K}^{-1}$)

V) (4 pts)

Signification de ΔG_{298} et de ΔG°_{298} .

Calculer ΔG_{298} pour la réaction : $\text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ pour cette réaction et compte-tenu que les pressions partielles de H_2 et de O_2 sont respectivement 10^{-3} et 10^{-6} atm. La réaction considérée est-elle favorisée dans ces conditions ?

Données : $\Delta G^\circ_{298} = -237,13 \text{ (kJ.mol}^{-1}\text{)}$

25 juin 2015

Examen de Thermodynamique (C. FAVOTTO) P412 ?

Aucun document autorisé, calculatrice autorisée
Durée 2H

I) (4 pts)

A l'aide des données thermodynamiques suivantes :

	$\Delta H_f^\circ (\text{kJ.mol}^{-1})$	$S^\circ_{298} (\text{J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1})$
CO_2	-394	214
CH_4	-75	186
CH_3COOH	-487	160

Peut-on envisager la synthèse de l'acide éthanoïque à partir de méthane et de dioxyde de carbone .? Justifier la réponse en calculant la température d'inversion.

II) (4 pts)

La variation d'énergie interne, ΔU , dans la transformation de 1 mole de la forme calcite de CaCO_3 en forme aragonite est + 0,21 kJ. Calculer la variation d'enthalpie ΔH quand la pression est 1,0 bar, compte tenu des masses volumiques des solides, respectivement $2,71 \text{ g.cm}^{-3}$ et $2,93 \text{ g.cm}^{-3}$.

Remarque : CaCO_3 cristallise sous deux formes : calcite (système rhomboédrique) et aragonite (système orthorhombique). La transformation aragonite en calcite est irréversible à 500°C .

Rhomboédrique : $\alpha = \beta = \gamma = 120$ degrés et $a = b = c$

Orthorhombique : $\alpha = \beta = \gamma = 90$ degrés et a, b, c quelconques

III) (4 pts)

Calcul d'entropie

Dans un calorimètre adiabatique à volume constant, on mélange 200 g d'eau prise à une température de 100°C avec 400 g d'eau prise à une température de 10°C .

a) Quelle est la température finale ?

b) Calculer la variation d'entropie du système au cours de ce mélange.

On donne :

$$C_{V\text{H}_2\text{O}(l)} = C_{p\text{H}_2\text{O}(l)} = 4,18 \text{ J.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

IV) (4 pts) Changement d'état d'un corps pur

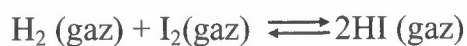
Calculer la variation d'entropie lors de la transformation d'une mole d'eau en surfusion à 263 K en glace à la même température sous la pression de 1 bar. Cette transformation irréversible est-elle en accord avec le second principe de la thermodynamique ?

On donne :

Enthalpie de fusion de la glace à 263 K : $5,640 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Enthalpie de fusion de la glace à 273 K : $6,019 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Capacité calorifique molaire de la glace : $C_p = 25,5 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

V) (4 pts)

On considère l'équilibre :



Dans une enceinte réactionnelle de 10 litres, dans laquelle on a fait le vide, on introduit 0,5 mole de H_2 et 0,5 mole de I_2 . Le mélange réactionnel est porté à la température de 448°C . A cette température la constante d'équilibre $K_c = 50$ (concentrations exprimées en concentrations molaires).

1°) Démontrer que dans ce cas $K_c = K_p$ (concentrations exprimées en pressions partielles).

2°) Calculer le nombre de moles de chaque espèce à l'équilibre.

3°) Calculer la pression totale dans l'enceinte.

Donnée : $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$