

UNITE UNIVERSITAIRE
A BOBO-DIOULASSO (UUB)

Date :

DEPARTEMENT DE BIOLOGIE,
TECHNOLOGIE, INFORMATIQUE

ECOLE SUPERIEURE DE GENIE CIVIL

Nombre d'heures : 03 heures

Première année

Contrôle de Connaissances n°3 de Chimie

NB : Le tableau de classification périodique des éléments n'est pas autorisé.

Exercice 1 (4pts)

1. Ecrire les structures électroniques suivantes en indiquant les orbitales de valence : ${}^9\text{F}$; ${}^{17}\text{Cl}$; ${}^{21}\text{Cr}$; ${}^{26}\text{Fe}$; ${}^{28}\text{Ni}$ et ${}^{53}\text{I}$. Dessiner les cases quantiques pour les orbitales de valence du Cr ; Fe et Ni. A quelle série appartiennent ces trois éléments ? Justifier votre réponse. A quelle famille appartiennent les trois autres éléments ? Justifier votre réponse (2pts).
2. On considère les molécules suivantes : F_2O ; BF_3 , NF_3 et HNO . Donner la structure de Lewis de chaque molécule. On donne : H : 1 ; B : 5 ; N : 7 ; O : 8 et F : 9 (2pts).

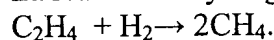
Exercice 2 (4pts)

1. Donner la configuration électronique de l'atome d'aluminium dans son état fondamental en rappelant les règles qui permettent de l'établir (2pts).
2. Quand l'électron externe passe du niveau 4s à son niveau fondamental, une radiation de $\lambda=395\text{nm}$ est émise. Calculer, en eV la différence d'énergie entre les niveaux (2pts).

Exercice 3 (4pts)

Déterminer l'enthalpie de la réaction d'hydrogénation de l'éthylène (ΔH_f) à partir des enthalpies des réactions de combustion de H_2 ($\Delta H_1=-68,32\text{kcalmol}^{-1}$) ; de C_2H_4 ($\Delta H_2=-337,23\text{kcalmol}^{-1}$) et de CH_4 ($\Delta H_3=-212,80\text{kcalmol}^{-1}$).

La réaction d'hydrogénation de l'éthylène est :



NB : Toutes les réactions ont lieu à 298K et à la pression atmosphérique (P=1 atm)

Exercice 4 (4pts)

On considère la réaction équilibrée en phase gazeuse :



1. Calculer la variation d'enthalpie standard de la réaction de décomposition du dioxyde d'azote à 298 K, ainsi que la variation d'enthalpie libre (3pts).
2. A la température $T=490\text{K}$, la constante d'équilibre $K_p=32.10^{-6}\text{atm}$. En déduire la variation d'enthalpie libre $\Delta G^\circ_{(490)}$ (1pt).
Données : $R=2\text{calK}^{-1}\text{mol}^{-1}$. $\Delta H^\circ_{f, \text{NO}, 298}=21,60\text{kcalmol}^{-1}$, $\Delta H^\circ_{f, \text{NO}_2, 298}=8,10\text{kcalmol}^{-1}$; $S^\circ_{f, \text{O}_2, 298}=49\text{calK}^{-1}\text{mol}^{-1}$; $S^\circ_{f, \text{NO}, 298}=50,34\text{calK}^{-1}\text{mol}^{-1}$ et $S^\circ_{f, \text{NO}_2, 298}=50,47\text{cal.K}^{-1}\text{mol}^{-1}$.

Exercice 5 (4pts)

Dans 1 litre d'eau, on dissout 0,4mole d'acide acétique CH_3COOH ($\text{pK}_a=4,75$).

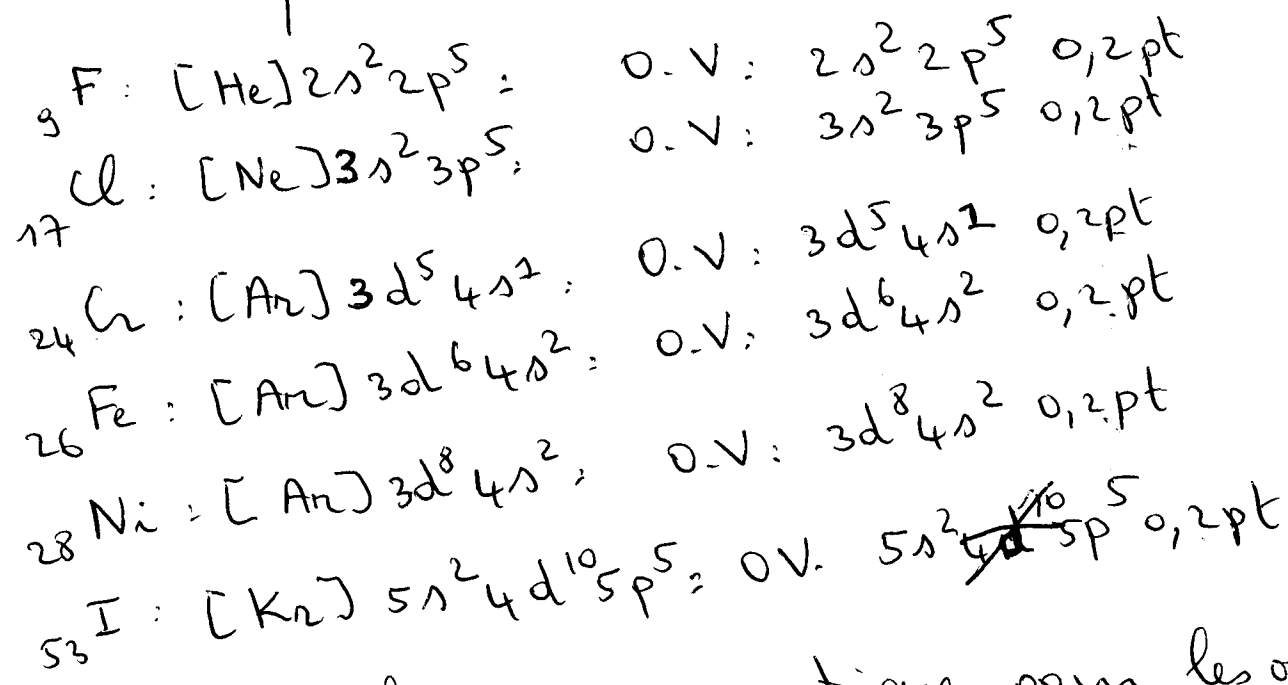
1. Calculer le coefficient de dissociation α de l'acide acétique dans cette solution (1pt).
2. Dans cette solution, on verse 3cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique 1N.
 - a. Calculer la concentration des H_3O^+ dans la solution obtenue (1pt).
 - b. Calculer la nouvelle valeur α' du coefficient de dissociation de l'acide acétique (1pt).

Comparer α et α' . Interpréter (1pt).

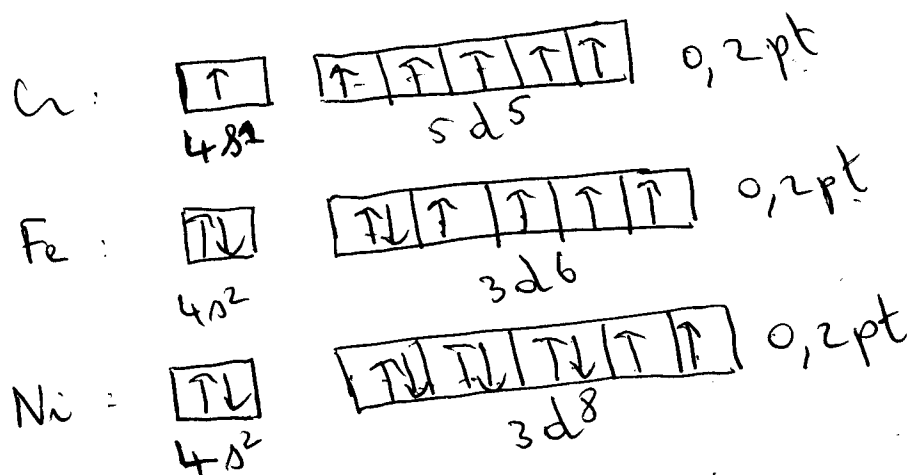
Corrigé du 3^e Contrôle de Chimie : 6C1.

Exo 1

1 * Écrivons les structures électroniques des éléments en indiquant les orbitales de valence :



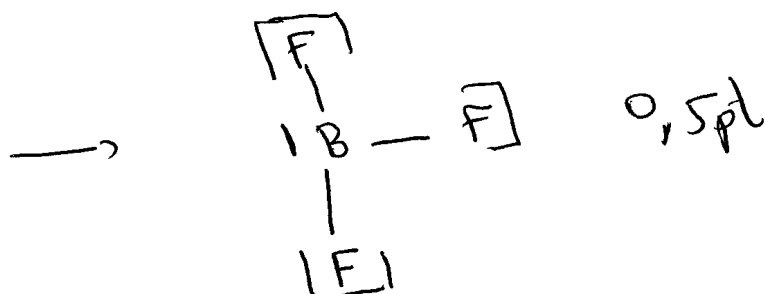
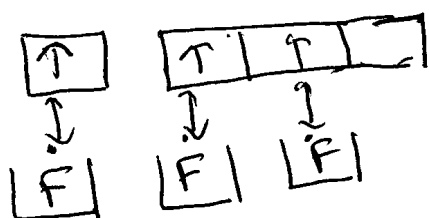
* Dessinons les cases quantiques pour les orbitales de valence de : Cr, Fe et Ni



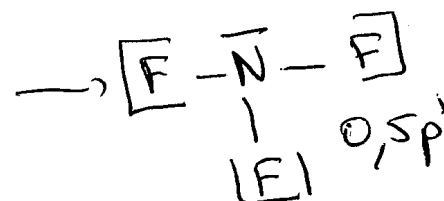
Ces 3 éléments sont des métaux de transition car ils ont leur sous-couche d incomplète.
 Les autres éléments : F, Cl et I sont des halogènes car ils ont une structure électronique en $ns^2 np^5$. 0,2pt.

2. Donnons la structure de Lewis des molécules suivantes: F_2O ; BF_3 ; NF_3 et HNO .

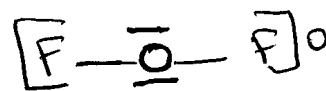
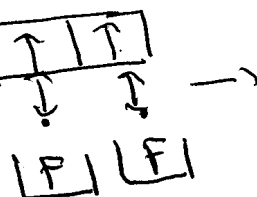
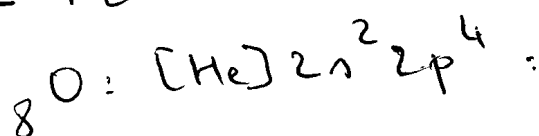
- BF_3



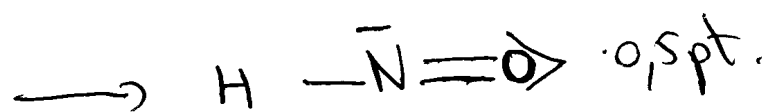
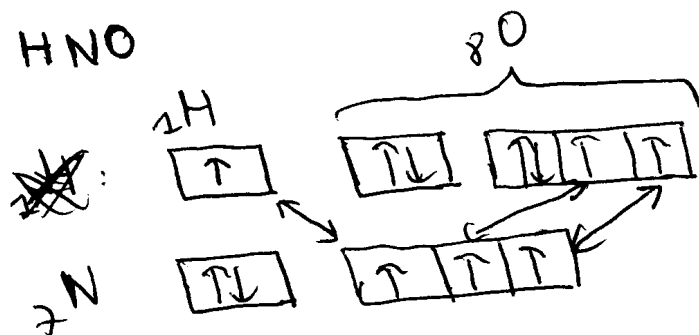
- NF_3



- F_2O



- HNO



Exo 2

1. * Les règles qui permettent d'établir la structure électronique sont;

- Principe d'exclusion de Pauli,
- Règle de Klechkowski 2pt
- Règle de Hund.

* Structure électronique de ^{13}Al : $[\text{Ne}]3s^2 3p^1$ (1pt)

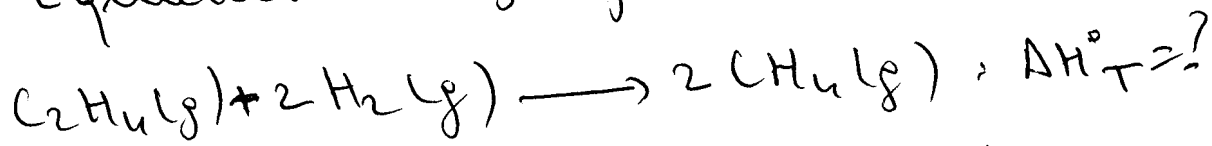
2. Calculons en eV la différence d'énergie entre les 2 niveaux

$$\Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \quad 2 \text{pts}$$

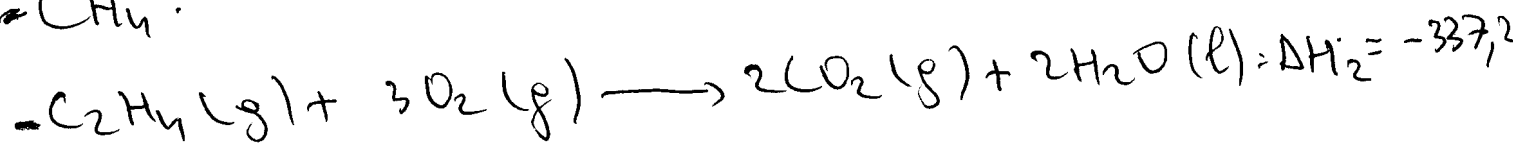
$$\Delta E = 3,14 \text{ eV}$$

Exo 3 (4pts)

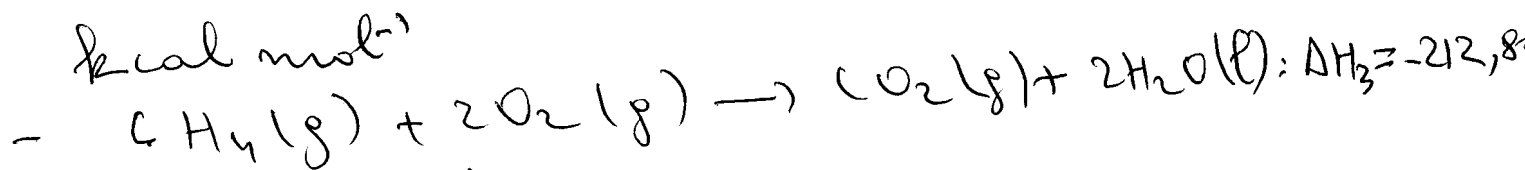
* Equation d'hydrogénation de l'éthylène



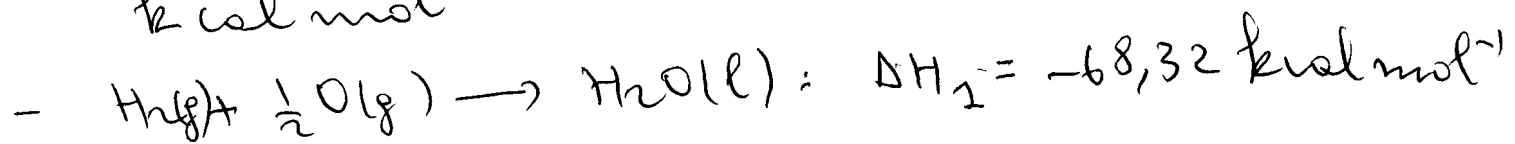
* Equations de combustion de C_2H_4 , H_2 et CH_4 .



kcal mol^{-1}



kcal mol^{-1}



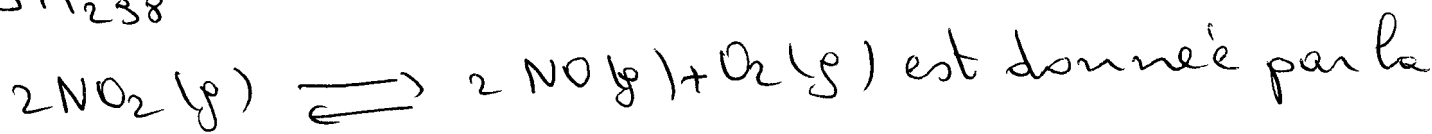
En combinant algébriquement les équations chimiques, on obtient:

$$\Delta H_T^\circ = \Delta H_2 + 2 \Delta H_1 - 2 \Delta H_3 = -48,27 \text{ kcal mol}^{-1}$$

Exo 4

1. la variation d'enthalpie standard

ΔH_{298}° de la réaction:



loi de Hess.

$$\Delta H_{298}^\circ = 2 \Delta H_{f, \text{NO}, 298}^\circ - 2 \Delta H_{f, \text{NO}_2, 298}^\circ \text{ car}$$

$$\Delta H_{f, \text{O}_2, 298}^\circ = 0 \text{ d'où } \Delta H_{298}^\circ = 27 \text{ kcal. 1pt}$$

La variation d'enthalpie libre ΔG d'une réaction à une température T est:

$$\Delta G_T = \Delta H_T - T \Delta S_T$$

$$\Delta G_T^\circ = \Delta H_T^\circ - T \Delta S_T^\circ$$

$$\Delta G_{298}^\circ = \Delta H_{298}^\circ - 298 \Delta S_{298}^\circ.$$

$$\Delta S_{298}^\circ = S_{\text{O}_2, 298}^\circ + 2 S_{\text{NO}, 298}^\circ - 2 S_{\text{NO}_2, 298}^\circ$$

$$\Delta S_{298}^\circ = 48,74 \cdot 10^{-3} \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1} \text{ 1pt}$$

$$\text{d'où } \Delta G_{298}^\circ = 22,47 \text{ kcal} \quad 1\text{pt}$$

2. Variation d'enthalpie libre à 490 K

$$\Delta G_T^\circ = -RT \ln K_p ; T = 490 \text{ K}, K_p = 32 \cdot 10^6 \text{ atm.}$$

$$\text{et } R = 2 \cdot 10^{-3} \text{ kcal mol}^{-1} \text{K}^{-1}$$

$$\Delta G_{490}^\circ = 10,14 \text{ kcal. 1pt}$$

Exo 5

(3)

1. Calculons α

$$pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log C) = 2,57$$

$$[H_3O^+] = 2,667 \cdot 10^{-3} M$$

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C} = 6,7 \cdot 10^{-3} \quad 1 \text{ pt}$$

2. a. Mélange de 2 acides : CH_3COOH ,
 CH_3COO^- , Cl^- , H_3O^+ , OH^-

$$(EN): [CH_3COO^-] + [OH^-] + [Cl^-] = [H_3O^+]$$

$$[OH^-] \ll [H_3O^+]$$

$$[CH_3COO^-] \ll [Cl^-] \Rightarrow [H_3O^+] \approx [Cl^-]$$

$$[H_3O^+] = \frac{0,003 \times 1}{2,003} = 2,98 \cdot 10^{-3} M \quad (1 \text{ pt})$$

$$b. K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{K_a}{[H_3O^+]}$$

$$\alpha' = \frac{K_a}{[H_3O^+]} = 5,95 \cdot 10^{-3} \quad (1 \text{ pt})$$

c. $\alpha' < \alpha$, en présence de HCl , il y a augmentation de la concentration des ions H_3O^+ , donc l'équilibre se déplace dans la direction des ions H_3O^+ . Ceci défavorise la dissociation de l'acide. (1 pt).