

Examen de Chimie I (Durée 90 mn)



I- Soit la réaction chimique (R) suivante : $C(s) + 2 H_2(g) \rightarrow CH_4(g)$

07 pts

1- Calculer l'enthalpie molaire standard $\Delta H^\circ(R)$ de la réaction (R) à partir des enthalpies standards de formation. on donne : $\Delta H_f^\circ(CH_4, g) = -74 \text{ kJ/mol}$ à $T = 298 \text{ K}$

on applique la loi de Hess :

1 pt

$$\Delta H^\circ(R) = \Delta H_f^\circ(CH_4) - 2\Delta H_f^\circ(H_2) - \Delta H_f^\circ(C)$$

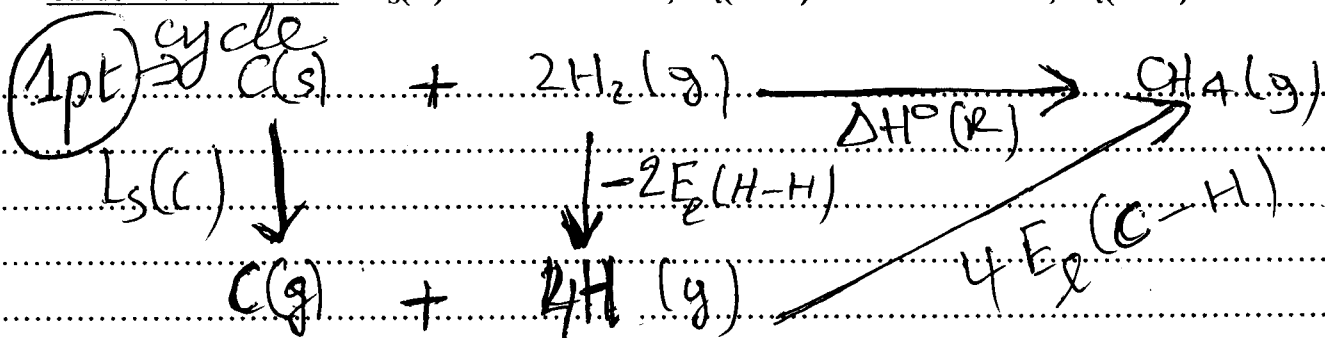
0,5 pt

$$\Delta H^\circ(R) = -74 \text{ kJ/mol}$$

des éléments simples

2- Calculer l'enthalpie molaire standard $\Delta H^\circ(R)$ de la réaction (R) à partir des énergies de liaison E_l de H-H, C-H et de la chaleur de sublimation du carbone $L_s(C)$. La molécule de CH_4 est formée de 4 liaisons C-H.

On donne à $T = 298 \text{ K}$: $L_s(C) = +719 \text{ kJ/mol}$; $E_l(H-H) = -431 \text{ kJ/mol}$; $E_l(C-H) = -414 \text{ kJ/mol}$



$$L_s(C) - 2E_l(H-H) + 4E_l(C-H) - \Delta H^\circ(R) = 0$$

1,5 pt

$$\Delta H^\circ(R) = L_s(C) + 4E_l(C-H) - 2E_l(H-H)$$

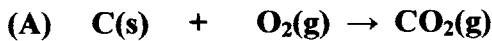
AN :

$$\Delta H^\circ(R) = 719 - 4 \times 414 + 2 \times 431$$

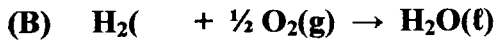
$$\Delta H^\circ(R) = -75 \text{ kJ/mol}$$

0,5 pt

3- Calculer l'enthalpie molaire standard $\Delta H^\circ(\text{R})$ de la réaction (R) à partir des enthalpies standards des réactions (A), (B) et (C) :



$\Delta H^\circ_f(\text{A}) = -393 \text{ kJ/mol}$



$\Delta H^\circ_f(\text{B}) = -286 \text{ kJ/mol}$

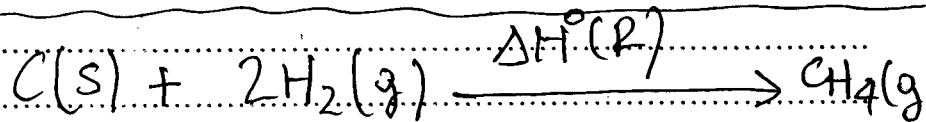
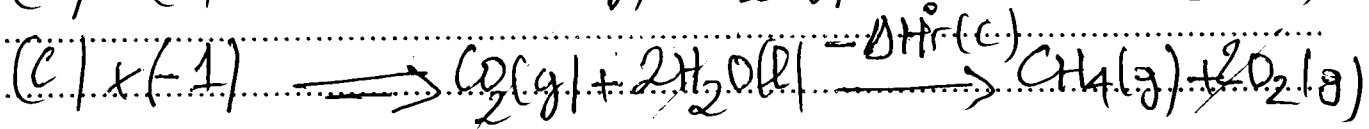
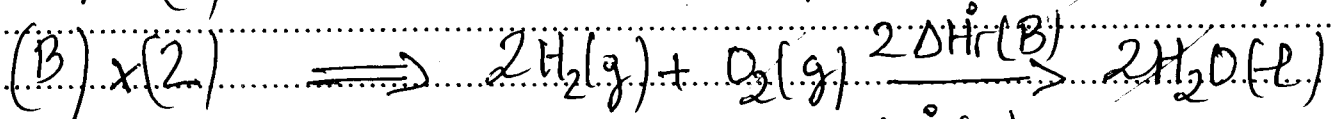
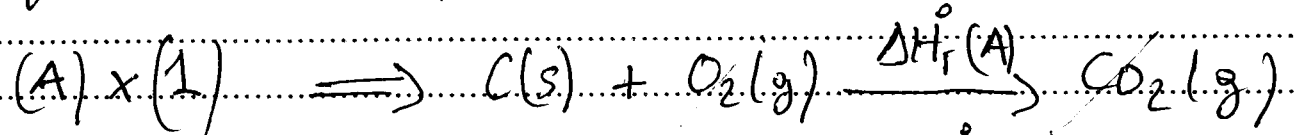


$\Delta H^\circ_f(\text{C}) = -890 \text{ kJ/mol}$

On cherche une combinaison linéaire sous la

forme $\Delta H^\circ(\text{R}) = a \Delta H^\circ_f(\text{A}) + b \Delta H^\circ_f(\text{B}) + c \Delta H^\circ_f(\text{C})$

1pt



donc :

1pt

$\Delta H^\circ(\text{R}) = \Delta H^\circ_f(\text{A}) + 2\Delta H^\circ_f(\text{B}) - \Delta H^\circ_f(\text{C})$

$\Delta H^\circ(\text{R}) = -393 - 2 \times 286 + 890$

$\Delta H^\circ(\text{R}) = -75 \text{ kJ/mol}$

0,5 pt

II- L'équilibre suivant est réalisé à $T = 773 \text{ K}$ et sous pression constante $P = 1 \text{ atm}$:



En partant de n_0 moles de CH_4 , la pression partielle de H_2 à l'équilibre est $P_{\text{H}_2} = 0,47 \text{ atm}$.

(7 pts)

1- Pour cette réaction, combien y a-t-il de phases ? L'équilibre est-il homogène ou hétérogène ?

(1 pt) Il y a 2 phases : Une phase gazeuse ($\text{CH}_4 + \text{H}_2$) et une phase solide ($\text{C}(\text{s})$). L'équilibre est hétérogène.

2- Quelle est l'influence d'une augmentation de la pression totale sur cet équilibre ?

(1 pt) $\Delta n = 2 - 1 = 1 \neq 0$: la pression est un facteur de l'équilibre. Lorsque P augmente, l'équilibre se déplace dans le sens où il y a une diminution du nombre de moles des gaz, donc sens 2.

3- Quelle est l'influence de l'ajout de $\text{C}(\text{s})$ sur cet équilibre ?

(1 pt) $\text{C}(\text{s})$ n'est pas un facteur de l'équilibre car $K_p = \frac{P_{\text{H}_2}^2}{P_{\text{CH}_4}}$

4- Calculer la pression partielle de CH_4 à l'équilibre.

(1 pt) $P = \sum P_i = P_{\text{H}_2} + P_{\text{CH}_4} \Rightarrow P_{\text{CH}_4} = P - P_{\text{H}_2}$
 (0,5 pt) $P_{\text{CH}_4} = 1 - 0,47 = 0,53 \text{ atm}$

5- Calculer la constante d'équilibre K_p et l'enthalpie libre ΔG° , à $T = 773 \text{ K}$. $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

(0,5 pt) $K_p = \frac{P_{\text{H}_2}^2}{P_{\text{CH}_4}}$ (0,5 pt) $K_p = \frac{0,47^2}{0,53} = 0,417$

(1) $\Delta G^\circ + RT \ln K_p = 0$ (équilibre)

$\Delta G^\circ (T = 773 \text{ K}) = -RT \ln(K_p)$

(0,5) $\Delta G^\circ (T = 773 \text{ K}) = -8,31 \cdot 773 \cdot \ln(0,417)$
 $= 5618 \text{ J/mol} > 0$

(6pts)

III- On considère une solution aqueuse A d'acide HA (0,05 M) et une solution aqueuse B de soude NaOH (0,025 M). On donne : $pK_a (HA/A^-) = 4,75$ et $pK_e = 14$

1- Calculer le pH de la solution A. HA : acide faible $HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$

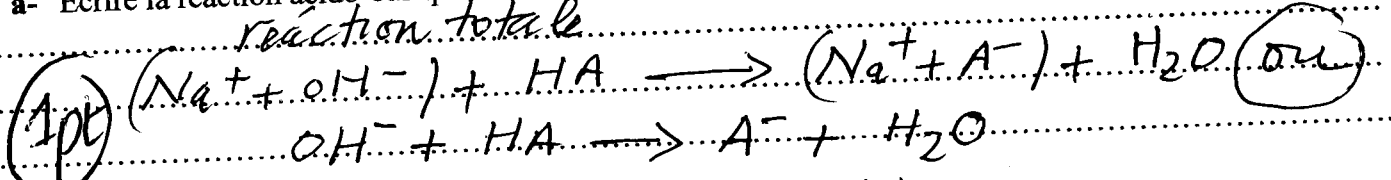
(1pt) $pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log c) = \frac{1}{2} (4,75 - \log 0,05)$
 $pH = 3,02$

2- Calculer le pH de la solution B. NaOH : base forte $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

(1pt) $pH = pK_e + \log [OH^-] = 14 + \log 0,025$
 $pH = 12,40$

3- On mélange 1 litre de la solution A (HA) et 1 litre de la solution B (NaOH).

a- Ecrire la réaction acido-basique entre NaOH et HA.



b- Calculer le pH du mélange final.

bilan de Matière

$n(HA) = CV = 0,05 \text{ mol}$ et $n(OH^-) = CV = 0,025 \text{ mol}$

(1pt)

	OH^-	HA	A^-	H_2O
E.I	0,025	0,05	-	exès
E.F	0	0,025	-	-

Mélange est formé de HA (0,025 mol) et A^- (0,025 mol)

donc, on a une solution tampon:

(1pt) $[HA] = [A^-] = \frac{0,025}{2} = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ M}$
 $pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} = pK_a = 4,75$

c- Calculer le pH lorsqu'on ajoute 500 ml de H_2O au mélange précédent.

Pas d'effet de la dilution sur le pH d'une

(1pt) solution tampon ; donc le $pH = 4,75$
ou par calcul: $[HA] = [A^-] = \frac{1,25 \cdot 10^{-2} \times 2}{2,5} = 10^{-2}$
 $pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} = 4,75$

Bon courage



LIENS UTILES 🙌

Visiter :

1. <https://biologie-maroc.com>

- Télécharger des cours, TD, TP et examens résolus (PDF Gratuit)

2. <https://biologie-maroc.com/shop/>

- Acheter des cahiers personnalisés + Lexiques et notions.
- Trouver des cadeaux et accessoires pour biologistes et géologues.
- Trouver des bourses et des écoles privées

3. <https://biologie-maroc.com/emploi/>

- Télécharger des exemples des CV, lettres de motivation, demandes de ...
- Trouver des offres d'emploi et de stage

