

أولاً: اختاري الإجابة الصحيحة في كل مما يأتي: (30 درجة)

- 1- إذا كان عمر النصف لعنصر مشع يساوي (36) ساعة فإن الزمن اللازم ليتفكك $\frac{7}{8}$ العينة:
 (A) 72 ساعة (B) 18 ساعة (C) 24 ساعة (D) 108 ساعة ✓
- 2- يتم التفاعل الآتي في الشروط القياسية: $2CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g)$ $\Delta H_{rxn}^\circ = -566 \text{ kJ}$
 إن حرارة الاحتراق القياسية لأول أكسيد الكربون مقدرة ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) تساوي:
 (A) -283 (B) -566 (C) -1132 (D) 283 ✓
- 3- إذا زدنا [A] في التفاعل الأولي الآتي أربع مرات $A(g) + 2B(g) \rightarrow 2C(g)$ لكي تبقى سرعة التفاعل كما هي يجب:
 (A) زيادة [B] مرتين (B) زيادة [B] أربع مرات (C) إنقاص [B] أربع مرات (D) إنقاص [B] مرتين
 ثانياً: اعطي تفسيراً علمياً لكل مما يأتي: (20 درجة)

- 1- إصدار بعض نوى العناصر المشعة للإلكترونات والمولفات لجسيمات بيتا.
 2- سرعة تفاعل NO مع الأكسجين أكبر من سرعة تفاعل H_2 مع الأكسجين في نفس الشروط.
 ثالثاً: أجيب عن الأسئلة الآتية: (45 درجة)

- 1- عند قذف نواة النتروجين ${}^{14}_7N$ بجسيم ألفا ينتج نظير الأكسجين المشع وبروتون.
 اكتب المعادلة النووية المعبرة عن هذا التفاعل واذكري اسم هذا النوع من التفاعلات النووية.
 ${}^{14}_7N + {}^4_2He \rightarrow {}^{17}_8O + {}^1_1H + \text{Heat Energy}$
- 2- يتفاعل NO مع الأوزون O_3 حسب المعادلة الآتية: $NO(g) + O_3(g) \rightarrow NO_2(g) + O_2(g)$
 بيئي مراحل هذا التفاعل واكتبي قانون سرعته.
 $NO_3 \rightarrow NO_2 + O_2$
 $k_c = k_p$
- 3- ليكن لدينا التفاعل المتوازن الآتي: $2NO_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g) + O_2(g)$
 (أ) اكتبي عبارتي ثابت التوازن k_p, k_c
 (ب) اكتبي العلاقة التي تربط بين k_p, k_c لهذا التفاعل.
 $K_p = \frac{P^2(NO) \cdot P(O_2)}{P^2(NO_2)}$
 $K_c = \frac{[NO]^2 \cdot [O_2]}{[NO_2]^2}$
 $K_p = K_c (R.T)^{\Delta n}$
 $K_p = K_c (R.T)^{3-2} = K_c (R.T)^1 = K_c \cdot R.T$

رابعاً: حل المسائل الآتية: (25 + 45 + 35 درجة)

- 1- احسبي حرارة الاحتراق القياسية للهيدروجين.
 2- احسبي انتالبية التفكك القياسية لبخار الماء.
 3- احسبي طاقة الرابطة O-H علماً أن: $\Delta H_{b(O=O)} = 496 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, $\Delta H_{b(H-H)} = 436 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $\Delta H_{rxn}^\circ = -484 \text{ kJ}$
 $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$
 $\Delta H_{f(H_2O)} = -242 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $\Delta H_{f(H_2O)} = -242 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
 $\Delta H = [2 \cdot \Delta H_{b(H-H)} + \Delta H_{b(O=O)}] - [2 \cdot \Delta H_{b(O-H)}]$
 $-484 = [2(436) + 496] - [4 \Delta H_{b(O-H)}]$
 $4 \Delta H_{b(O-H)} = 436 + 872 + 496 = 1804 \text{ kJ}$
 $\Delta H_{b(O-H)} = \frac{1804}{4} = 451 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

المعادلة الكيميائية: $CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow COCl_{2(g)}$ ليكن لدينا التفاعل الأولي الآتي:

فإذا كانت التراكيز الابتدائية: $[CO] = 0.5 \text{ mol.l}^{-1}$, $[Cl_2] = 0.3 \text{ mol.l}^{-1}$, $[COCl_2] = 0.1 \text{ mol.l}^{-1}$

- 1- اكتب قانون سرعة هذا التفاعل 2- احسب نسبة سرعة التفاعل الابتدائية إلى سرعته بعد زمن يصبح فيه $[CO] = [COCl_2]$
- 3- كم يجب تغيير الضغط مع بقاء درجة الحرارة ثابتة لتزداد سرعة هذا التفاعل 9مرات.

$P' = n P \Rightarrow v' = \frac{v}{n}$ $C' = n C$ $[CO]' = n [CO]$ $[Cl_2]' = n [Cl_2]$ $\frac{v'}{v} = \frac{K \times n [CO] \times n [Cl_2]}{K \times [CO] \times [Cl_2]} = n^2$ $9 = n^2 \Rightarrow n = 3$ <p>يجب زيادة الضغط 3 مرات كي تزداد سرعة هذا التفاعل 9 مرات.</p>	$v = K \cdot [CO] \cdot [Cl_2] \quad (1)$ $CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow COCl_{2(g)} \quad (2)$ <table border="1"> <tr> <td>يرد</td> <td>0.5</td> <td>0.3</td> <td>0.1</td> </tr> <tr> <td>تفاعل</td> <td>-x</td> <td>-x</td> <td>x</td> </tr> <tr> <td>بقي</td> <td>0.5-x</td> <td>0.3-x</td> <td>0.1+x</td> </tr> </table> $[CO] = [COCl_2]$ $0.5-x = 0.1+x \Rightarrow 2x = 0.4$ $x = 0.2$ $[CO] = 0.5 - 0.2 = 0.3 \text{ mol.l}^{-1}$ $[Cl_2] = 0.3 - 0.2 = 0.1 \text{ mol.l}^{-1}$ $\frac{v'}{v} = \frac{K \times 0.5 \times 0.3}{K \times 0.3 \times 0.1} = 5$	يرد	0.5	0.3	0.1	تفاعل	-x	-x	x	بقي	0.5-x	0.3-x	0.1+x
يرد	0.5	0.3	0.1										
تفاعل	-x	-x	x										
بقي	0.5-x	0.3-x	0.1+x										

المعادلة الكيميائية: $A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightleftharpoons 3C_{(g)}$ يتم التفاعل المتوازن الآتي في وعاء مغلق بشروط مناسبة:

فإذا علمت أن نسبة التركيزين الابتدائيين $\frac{[A]_0}{[B]_0} = \frac{2}{5}$ وعند بلوغ التوازن يصبح $[A]$ نصف ما كان عليه في البدء

1- احسب ثابت التوازن K_c

2- استنتج قيمة ثابت التوازن K_p

3- احسب النسبة المئوية المتفاعلة من B حتى بلوغ التوازن.

$K_c = \frac{(3\gamma)^3}{\gamma \times (5\gamma)^2} = 3$ $K_p = K_c (R.T.)^{\Delta n}$ $K_p = K_c (R.T.)^{2-2} \Rightarrow K_p = K_c = 3$ <p>كل 5.4 mol.l⁻¹ من B يتفاعل جزئياً 2.4 mol.l⁻¹ من A كل 100 mol.l⁻¹ من B يتفاعل جزئياً 40 mol.l⁻¹ من A</p>	$\frac{[A]_0}{[B]_0} = \frac{2}{5} \rightarrow [A]_0 = 2.4 \text{ mol.l}^{-1} \quad (1)$ $[B]_0 = 5.4 \text{ mol.l}^{-1}$ $A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightleftharpoons 3C_{(g)}$ <table border="1"> <tr> <td>يرد</td> <td>2.4</td> <td>5.4</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>تفاعل</td> <td>-x</td> <td>-2x</td> <td>3x</td> </tr> <tr> <td>توازن</td> <td>2.4-x</td> <td>5.4-2x</td> <td>3x</td> </tr> </table> $[A]_{eq} = 2.4 - x = \frac{1}{2} \times 2.4 = 1.2 \text{ mol.l}^{-1}$ $x = 1.2$ $[B]_{eq} = 5.4 - 2.4 = 3.0 \text{ mol.l}^{-1}$ $[C]_{eq} = 3.6 = 3 \times 1.2 \text{ mol.l}^{-1}$ $K_c = \frac{[C]^3}{[A] \cdot [B]^2}$	يرد	2.4	5.4	0	تفاعل	-x	-2x	3x	توازن	2.4-x	5.4-2x	3x
يرد	2.4	5.4	0										
تفاعل	-x	-2x	3x										
توازن	2.4-x	5.4-2x	3x										

انتهى السلم