

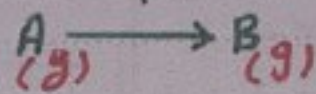
الوحدة الثالثة: «حركية التفاعلات الكيميائية»

الدرس الأول: «سرعة التفاعل الكيميائي»

1- تمهيد: تصنف التفاعلات من حيث سرعة تفاعلها:

سريعة: مثل تفاعلات الاحتراق، وتفاعلات إنبات الخبز، و:  $AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$  رأب  
بطيئة: = صدأ الحديد (تفاعل الحديد مع كبريتيد الهيدروجين)  
= هبأ، مثل تكسر النفط والغاز

2- مفهوم سرعة التفاعل الكيميائي: لقياس سرعة التفاعل الآتي:



في لحظة بدء التفاعل ( $t=0$ ):

يكون تركيز المادة A الداخلة في التفاعل أعظمًا  
و = = = B الناتجة منه = معدومًا

فائدة: التركيز المولي لمادة: «هو عدد مولات هذه المادة في واحدة الحجم»

ترتيب من العلاقة  $C = \frac{n}{V}$  ووحدته  $mol \cdot L^{-1}$

التركيز الغرامي لمادة: «هو كتلة هذه المادة في واحدة الحجم»

ويجب من العلاقة  $C = \frac{m}{V}$  ووحدته  $g \cdot L^{-1}$

وللتحويل من  $g \cdot L^{-1}$  إلى  $mol \cdot L^{-1}$  نقسم على الكتلة المولية (M) للمادة

مع مرور الزمن:

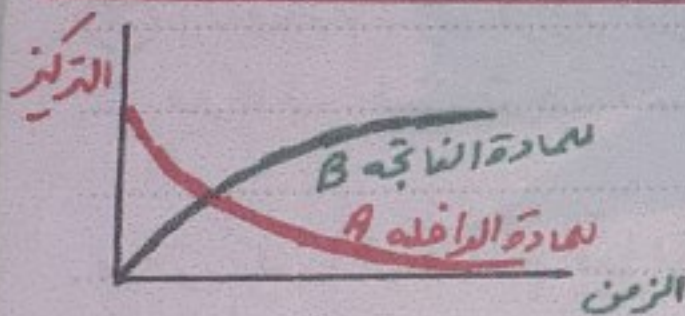
تتناقص تركيز المادة A الداخلة في التفاعل

ويزداد = = = B الناتجة منه =

ملاحظة:  $[A]$ : تقرأ تركيز المادة A،  $[B]$ : تقرأ تركيز المادة B بحاسبه نستنتج:

1-  $\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$  يكون سالباً دوماً لأن تركيز المادة A في تناقص مستمر

= = =  $\frac{\Delta[B]}{\Delta t}$  موجباً = = = B = = = تزايد =



$$v_{avg}(A) = - \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

2- يعبر عن السرعة الوسيطة لاستهلاك المادة A بالعلاقة

$$v_{avg}(B) = + \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

= = =  $\frac{\Delta[B]}{\Delta t}$  = = = لتشكل = = = B = = =

$$v_{avg} = - \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = + \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

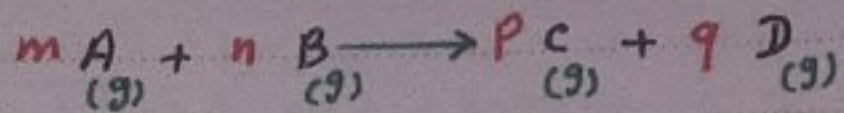
3- السرعة الوسيطة للتفاعل السابق (المساوي بعد المولات)

ملاحظات: 1- السرعة الوسيطة للتفاعل، والسرعة الوسيطة لاستهلاك المادة A، والسرعة الوسيطة لتشكل المادة B جميعها موجبة دوماً.

2- وحدة قياس سرعة التفاعل الكيميائي، ووحدة الاستهلاك، ووحدة التشكل هي  $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$

تعميم : لكيه لدينا التفاعل المتجانس الآتي :

[كلمة متجانس تعني أنه جميع مواد التفاعل في طور واحد (أي جميع غازات أو جميع محاليل أو ...)]



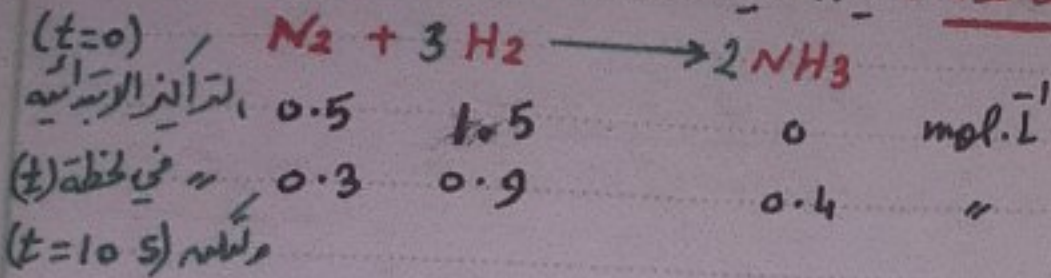
وإنه علاقة السرعة الوصلية لهذا التفاعل لمختلف بعد المولات

$$v_{avg} = -\frac{1}{m} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{n} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{p} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{q} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

والتي يمكن كتابتها بالشكل الآتي

$$v_{avg} = \frac{1}{m} v_{avg}(A) = \frac{1}{n} v_{avg}(B) = \frac{1}{p} v_{avg}(C) = \frac{1}{q} v_{avg}(D)$$

فائدة : لكيه لدينا التفاعل المتجانس الآتي :



واضح من معادلة التفاعل أنه :

كلما اختفى مول من (N<sub>2</sub>) يختفي (3) مول من (H<sub>2</sub>) ويتشكل (2) مول من (NH<sub>3</sub>)

وبالتالي إذا اختفى 0.2 مول من N<sub>2</sub>

فمن يختفي 0.6 مول من H<sub>2</sub>

وسوف يتشكل 0.4 مول من NH<sub>3</sub>

(وهذا واضح في سطر (الذائذ في اللحظة t=10s))

$$v_{avg} = -\frac{1}{1} \frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{1} \frac{(0.3-0.5)}{(10-0)} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$v_{avg} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{3} \frac{(0.9-1.5)}{(10-0)} = 0.2$$

$$v_{avg} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{(0.4-0)}{(10-0)} = 0.2$$

واضح من هذه النتائج صحة علاقة السرعة الوصلية للتفاعل بعد التعميم

### 3- مراحل حدوث التفاعل الكيميائي :

- نظرية التصادمات : تقوم على فرضيتين هما :

① حدوث تفاعل كيميائي يجب أنه تصادم ذراته (ذرات أو جزيئات أو أيونات) المواد المتفاعلة مع بعضها .

② التصادم شرط لازم لحدوث التفاعل ولكنه

غير كاف حيث توجد تصادمات فعالة (نتيجة تفاعل) وتصادمات غير فعالة (لا ينتج عنهما تفاعل)

وحتى يكون التصادم فعالاً لا بد من توافر شرطين هما :

1- أن تأخذ ذراته المواد المتفاعلة وضماً فراغياً مناسباً

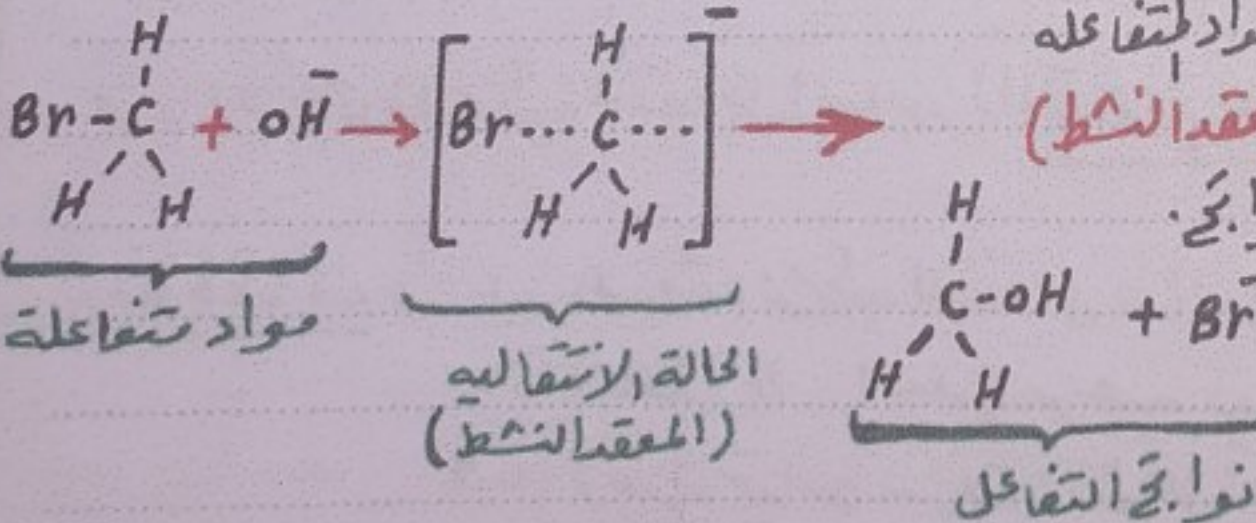
2- أن تمتلك = = = الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لحدوث التفاعل (طاقة تنشيط E<sub>a</sub>)

- تمر التفاعلات الكيميائية التي تحدث في برلى طاقة تنشيط مثل :  $CH_3Br + OH^- \rightarrow CH_3OH + Br^-$

بالمراحل الآتية : ① وإصناف روابط جزيئات المواد المتفاعلة

② تشكل الحالة الانتقالية (المعقد النشط)

③ تكلم المعقد النشط وتشكل النواتج

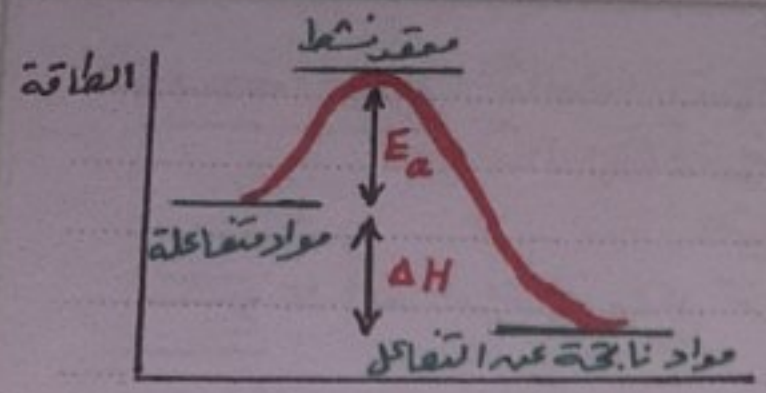


حيث : المعقد النشط : (مرتب مرحلي غير ثابت

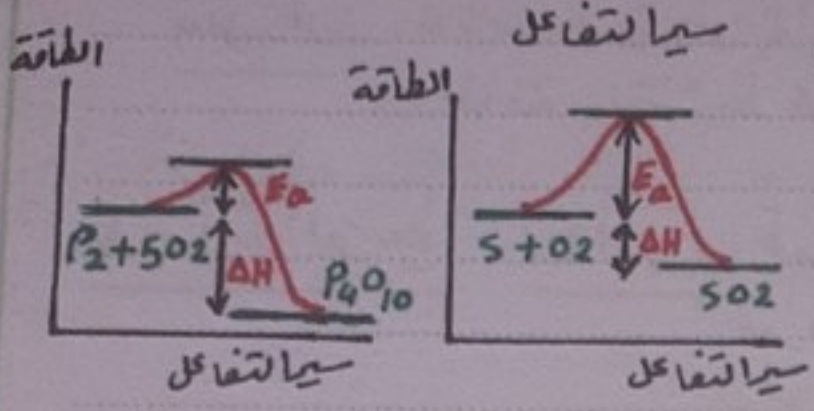
يتشكل آتياً ولا يمكنه

فصله من المزيج التفاعلي «

طاقة تنشيط (E<sub>a</sub>) : «هي الحد الأدنى من الطاقة الواجب توافره لوصول طاقة المواد المتفاعلة إلى الحالة الانتقالية»



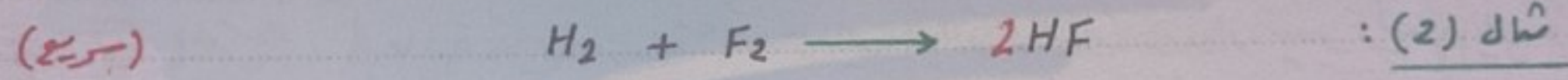
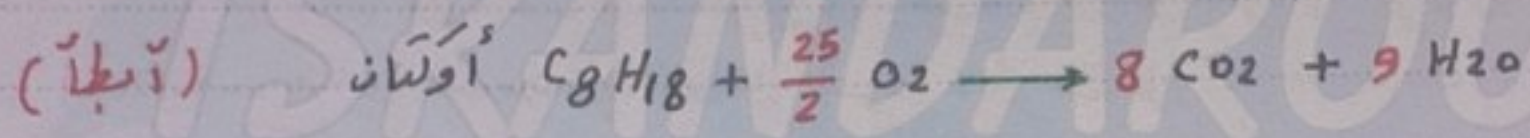
وتتعلقه طاقة التنشيط (Ea) بطبيعة المواد المتفاعلة  
ومخطط تغير الطاقة المعبر عن سرعة التفاعل السابق



- نتابع : (1) التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط منخفضة تكون سريعة لأن عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط يكون كبيراً مما يزيد من عدد التصادمات الفعالة.  
(2) التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط مرتفعة تكون بطيئة لأن عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط يكون صغيراً مما يقلل من عدد التصادمات الفعالة.

مثال : تفاعل  $2P_2 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$  أسرع من تفاعل  $S + O_2 \rightarrow SO_2$  لأنه يحتاج لطاقة تنشيط أقل وهذا واضح من مخططي تغير الطاقة لهذين التفاعلين

4- العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي : 1- طبيعة المواد المتفاعلة :



في المثال الأول : سرعة احتراق البوتان أكبر من سرعة احتراق الأولتان  
في الثاني : تفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الفلور أسرع بكثير من تفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الكلور

نتيجة : « أن سرعة التفاعل تتعلق بطبيعة المواد المتفاعلة »

لوحنا مجموع طاقات روابط المواد المتفاعلة في المثالين السابقين حيث :

.....  $\Delta H_b(H-H) = 418$  ،  $\Delta H_b(C-C) = 344$  ،  $\Delta H_b(Cl-Cl) = 243$  ،  $\Delta H_b(F-F) = 157$

حيث هذه الطاقات مقدرة  $K.J.mol^{-1}$

فإن سرعة التفاعل لا تكون مجموع طاقات روابط مواد المتفاعلة أقل.

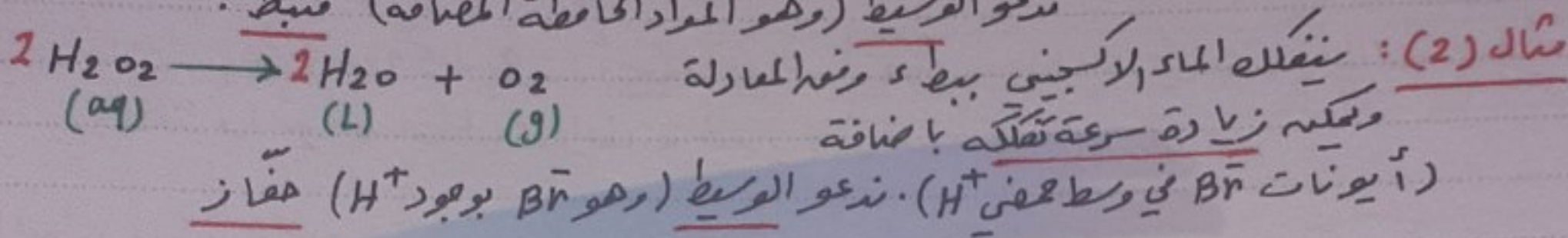
نتيجة : « أن سرعة التفاعل تزداد كلما قلت قيمة طاقة روابط المواد المتفاعلة »

2- درجة الحرارة : **سؤال (1)** : تفاعل مكونات قمر نيتاميه C مع الماء يافه أسرع من تفاعل مع الماء البارد  
**سؤال (2)** : توضع الأظلمة في الثلاجة لأن درجة الحرارة المنخفضة تبطل من سرعة تفاعل التي تسبب مآدها.

نتبع « أنه سرعة التفاعل تزداد بزيادة درجة الحرارة »

نقل ذلك ، « أنه بزيادة درجة الحرارة تؤدي لزيادة عدد الجزيئات التي تملك طاقة حركية البرأرتاري طاقة التنشيط ما فيزداد عدد التصادمات الفعالة مما يؤدي لزيادة سرعة التفاعل »

3- تأثير الوسيط : **سؤال (1)** : تحفظ الأغذية المعلبة لفترة زمنية طويلة دون أن تفقد بسبب إضافة مواد حافظة والتي تبطل سرعة تفاعل تحللها .  
 ندعو الوسيط (وهو المواد الحافظة المضافة) **مُبطئ** .

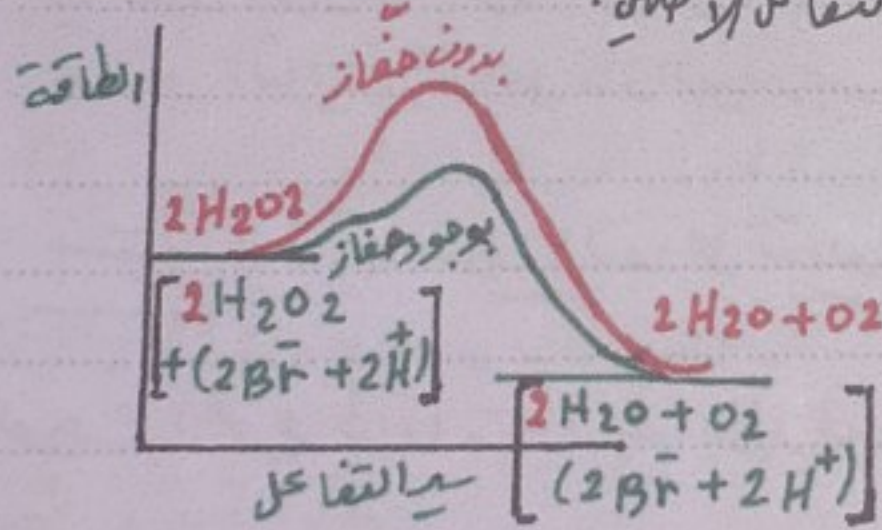


**ملاحظات** : ① التفاعل الذي لا يحدث بدون وسيط لا يحدث أيضاً بوجود وسيط  
 ② الوسيط يدخل في التفاعل ويبدأ تغير على تركيبه الكيميائي أثناء التفاعل ولكنه بنهاية التفاعل يعود إلى تركيبه الكيميائي الأصلي ولأنه لم يشارك في التفاعل ويكون دوره في التفاعل **مراعياً أو مُبسطاً**

نتبع : ① الوسيط : لا مآدة تغيره سرعة التفاعل الكيميائي القابل للحدوث دون أنه تغير تركيبه الكيميائي في نهاية التفاعل

② الحفاز (الوسيط المريع) يعمل على تغيير آلية حدوث التفاعل وفعلة تفاعلات طاقة تنشيطية أقل من طاقة تنشيط التفاعل الأصلي .

③ الأنزيمات تلعب دور الحفز أو المبطئ في ضبط التفاعلات الكيميائية داخل جسم الكائن الحي



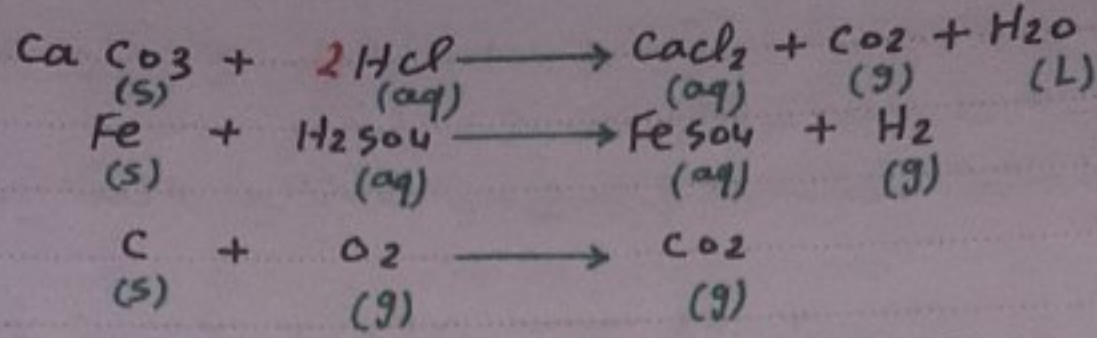
4- تأثير التآليز : فحيز نوعين من التفاعلات :

أ- تفاعلات متجانسه : تكون منرك المواد المتفاعلة والمواد

الناجة من التفاعل في طور واحد (جميعها غازات أو...) **سؤال** :  $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$   
 (g) (g) (g)  
 في هذه التفاعلات تزداد سرعة التفاعل بزيادة تآليز المواد الداخلة في التفاعل لأن زيادة تآليز التآليز يؤدي لزيادة عدد التصادمات الفعالة مما يؤدي لزيادة سرعة التفاعل .

ب- تفاعلات غير متجانسه : تكون منرك المواد المتفاعلة والناجة من التفاعل في أطوار مختلفة .

أمثلة :

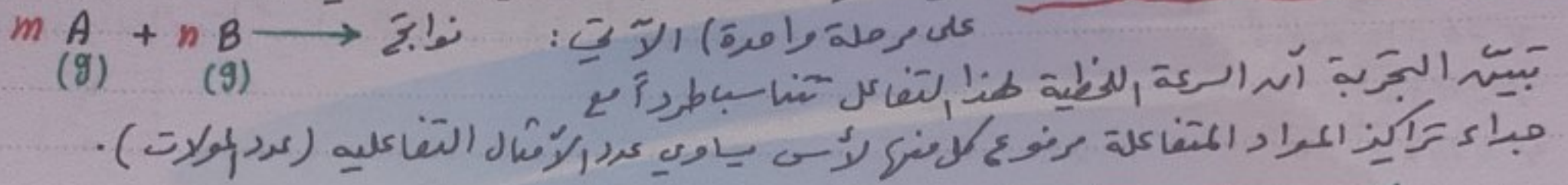


في هذه التفاعلات يمكن زيادة سرعة التفاعل (1) بزيادة تركيز (O<sub>2</sub> , H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> , HCl)

(2) تحلل القطعة الصلبة إلى أجزاء [لأنه يتحلل مسحوقه CaCO<sub>3</sub> ، ويتحلل برادة الحديد ، ويتحلل مسحوق الفحم] وبذلك يزداد السطح المعرض للتفاعل (والذي يدعى بـ سطح التماس)

وبذلك يزداد عدد التصادمات الفعالة مع سطح التماس فتزداد سرعة التفاعل

5- قانون سرعة التفاعل اللغوية : لكيه لدينا التفاعل المتجانس (بجمع مواد في طور واحد) والأولي (يحدث



أي :  $v = K [A]^m [B]^n$  حيث K : ثابت سرعة التفاعل وتتعلق قيمته بطبيعة المواد المتفاعلة ودرجة الحرارة .

ملحوظات : (1) في هذا القانون لا ندخل فيه تراكيز المواد الصلبة أو الماء إذا كان الماء محلولاً .

لأن تغير عدد المولات يؤدي لتغير الحجم فتبقى النسبة  $\frac{n}{v}$  (أي التراكيز C) ثابتة .

(2) رتبة التفاعل : « مجموع أسس تراكيز المواد المتفاعلة في عبارة سرعة التفاعل الأولي »

(3) واحدة (K) تتغير مع تفاعل آخر حسب رتبته ولكن اصطلاحاً لا نضع واحدة لهذا الثابت

(4) في اللحظة (t=0) أي لحظة بدء التفاعل تكون سرعة التفاعل بأعظم قيمة لأن تراكيز المواد الداخلة تكون عظمى

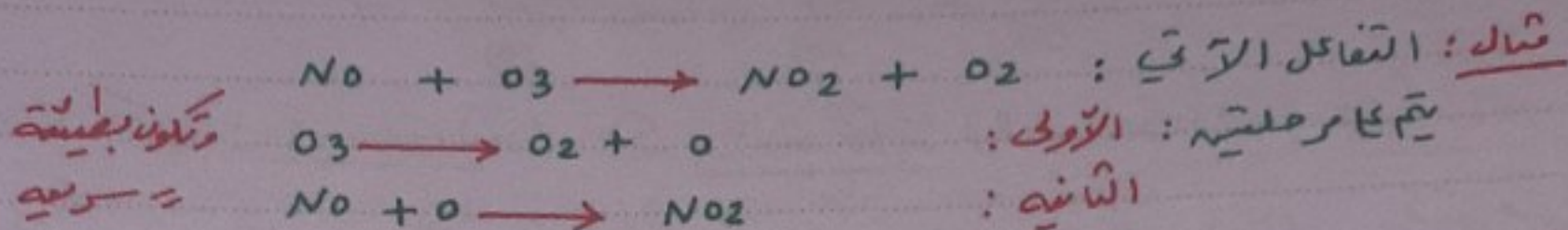
ومع مرور الزمن تناقصت قيمة سرعة التفاعل بسبب تناقص تراكيز المواد الداخلة في التفاعل

وتتقدم سرعة التفاعل عند توقفه بسبب انقراض تركيز إحدى المواد أو جميعها

تفسير - أكتب عبارة سرعة اللغوية لكل من التفاعلات الأولية الآتية مع التعليل وعدد رتبة التفاعل

رتبة التفاعل	التعليل	قانون سرعة اللغوية للتفاعل	معادلة التفاعل
الرتبة الأولى	لم ندخل تركيز الماء لأنه محلول (تركيزه ثابت)	$v = K [C_4H_9Cl]$	$C_4H_9Cl + H_2O \longrightarrow C_4H_9OH + HCl$ (aq) (l) (aq) (aq)
الرتبة الثانية	لم ندخل تركيز CaCO <sub>3</sub> لأنه صلب (تركيزه ثابت)	$v = K [HCl]^2$	$CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$ (s) (aq) (aq) (g) (l)
الرتبة الثالثة	-	$v = K [SO_2]^2 [O_2]$	$2SO_2 + O_2 \longrightarrow 2SO_3$ (g) (g) (g)
الرتبة صفر	لم ندخل تركيز كل من S و C مواد صلبة تركيزهما ثابت	توقف قيمة K على درجة الحرارة ووسط التماس $v = K$	$C + 2S \longrightarrow CS_2$ (s) (s) (l)

ملاحظة: التفاعلات غير الأولية: هي التفاعلات التي تتم على عدة مراحل، وفي هذه التفاعلات لا تتوافق فيه  
 فيكون  
 عبارة سرعة التفاعل غير الأولى هي نفس عبارة سرعة الخطوة للمرحلة الأولى من هذا التفاعل



رأه السرعة المحيطة للتفاعل تكون للمرحلة الأولى أي  $v = k[O_3]$

تعبيره - 2: يحدث التفاعل الآتي في شروط مناسبة  $x A + y B \rightarrow C$  قيمة السرعة الابتدائية لهذا التفاعل بدلالة تراكيز المواد المتفاعلة، وكانت النتائج

التركيبة الابتدائية (في اللحظة $t=0$ )	$A$	$B$	$C$
$0 \text{ mol.l}^{-1}$	$0.1$	$0.1$	$0$
"	$0.1$	$0.2$	$0$
"	$0.2$	$0.1$	$0$

النتائج:  $v = 4 \times 10^{-5} \text{ mol.l}^{-1}.s^{-1}$   
 $v = 4 \times 10^{-5}$   
 $v = 16 \times 10^{-5}$

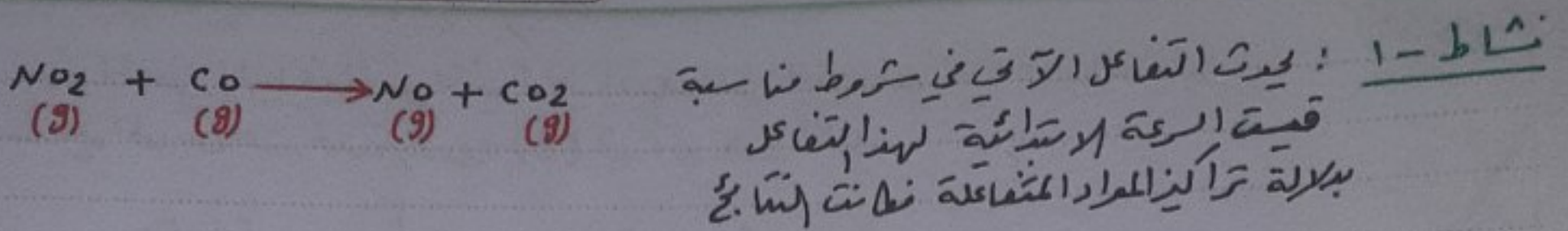
اعتماداً على هذه النتائج ونفرض أنه عبارة سرعة التفاعل  $v = k[A]^x[B]^y$   
 1- تتبع قيمة كل من  $(y, x)$   
 2- كتب عبارة السرعة المحيطة للتفاعل واستنتج رتبته  
 3- حسب نتائج سرعة التفاعل

الحل: 1-  
 $v = k[A]^x[B]^y$   
 للتجربة الأولى:  $4 \times 10^{-5} = k(0.1)^x(0.1)^y$  ①  
 الثانية:  $4 \times 10^{-5} = k(0.1)^x(0.2)^y$  ②  
 الثالثة:  $16 \times 10^{-5} = k(0.2)^x(0.1)^y$  ③

نسب ① على ② فنجد  $1 = \frac{(0.1)^y}{(0.2)^y} \Leftrightarrow (0.2)^y = (0.1)^y \Leftrightarrow$  نستنتج أنه  $y=0$   
 نسب ③ على ① فنجد  $4 = \frac{(0.2)^x}{(0.1)^x} \Leftrightarrow 4 = \frac{(2 \times 0.1)^x}{(0.1)^x} \Leftrightarrow 4 = \frac{2^x \times (0.1)^x}{(0.1)^x} \Leftrightarrow 4 = 2^x \Leftrightarrow$  نستنتج أنه  $x=2$

2- تصبح عبارة السرعة المحيطة للتفاعل  $v = k[A]^2[B]^0 \Leftrightarrow v = k[A]^2$

3- حسب  $K$  من قيم إحدى التجارب السابقة السابقة ونحسب من خلال التجربة الأولى:  
 $4 \times 10^{-5} = k(0.1)^2 \Leftrightarrow k = 4 \times 10^{-3}$



التركيز الابتدائية (t=0) mol.L <sup>-1</sup>	NO <sub>2</sub>	CO	CO <sub>2</sub>	NO	v
0.1	0.1	0	0	0	v = 0.0021 mol.L <sup>-1</sup> .s <sup>-1</sup>
0.2	0.1	0	0	0	v = 0.0084
0.2	0.2	0	0	0	v = 0.0084

والمطلوب : 1- اكتب عبارة السرعة اللحظية للتفاعل واستنتج رتبته  
 2- اكتب قيمة ثابت سرعة التفاعل

الحل : 1-  $v = k[\text{NO}_2]^x [\text{CO}]^y$

للتجربة الأولى : ①  $0.0021 = k(0.1)^x (0.1)^y$

الثانية = ②  $0.0084 = k(0.2)^x (0.1)^y$

الثالثة = ③  $0.0084 = k(0.2)^x (0.2)^y$

ننقسم ② على ③ فنجد :  $1 = \frac{(0.1)^y}{(0.2)^y}$   $\Leftrightarrow (0.2)^y = (0.1)^y$  نستنتج أنه  $y=0$

ننقسم ② على ① فنجد :  $4 = \frac{(0.2)^x}{(0.1)^x}$   $\Leftrightarrow 4 = \frac{(2 \times 0.1)^x}{(0.1)^x}$   $\Leftrightarrow 4 = \frac{2^x (0.1)^x}{(0.1)^x}$   $\Leftrightarrow 4 = 2^x$  نستنتج أنه  $x=2$

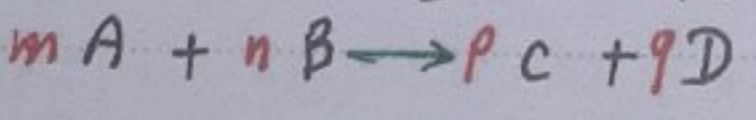
وتصبح عبارة السرعة اللحظية للتفاعل  $v = k[\text{NO}_2]^2 [\text{CO}]^0$   $\Leftrightarrow v = k[\text{NO}_2]^2$

(الرتبة الثانية) = 2 رتبة التفاعل  $\Leftrightarrow$  رتبة التفاعل =  $x + y = 2 + 0$

2- حسب K من قيم التجارب الثلاثة السابقة. ولتحديد من خلال التجربة الأولى:

$K = 0.21$   $\Leftrightarrow 0.0021 = k(0.1)^2$

حساب سرعة اللحظية للتفاعل بيانياً : من أجل التفاعل المتجانس الآتي :



وعندما تكون السرعة اللحظية له :

$$v_{\text{avg}} = -\frac{1}{m} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{n} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{p} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{q} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

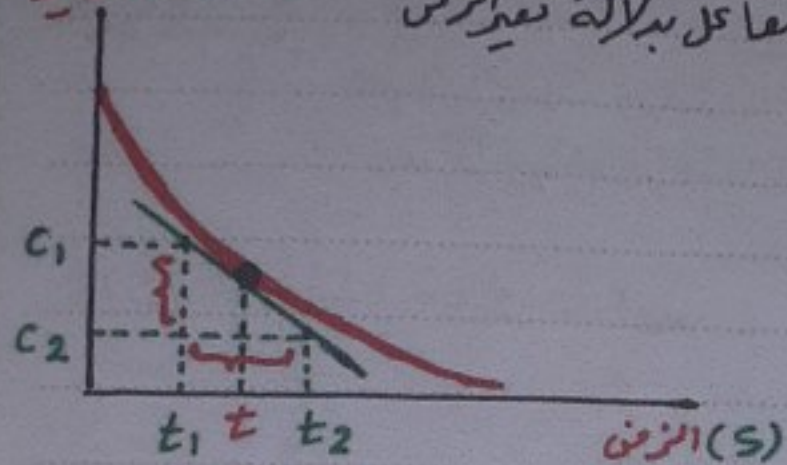
وعندما  $\Delta t \rightarrow 0$  فإن  $v_{\text{avg}} \rightarrow v$  (السرعة اللحظية للتفاعل)

$$v = -\frac{1}{m} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{n} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{p} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{q} \frac{d[D]}{dt}$$

وتصبح عبارة السرعة اللحظية لهذا التفاعل :

(أ.م.ل.) التركيز

فإذا رسمنا المنحنى البياني للمعدل لتغير تركيز إحدى المواد الداخلة في التفاعل بدلالة تغير الزمن وعرفنا ميل المماس عند لحظة محددة (t) نجد أنه هذا الميل



يمثل سرعة التفاعل في تلك اللحظة  
أي = السرعة اللحظية للتفاعل

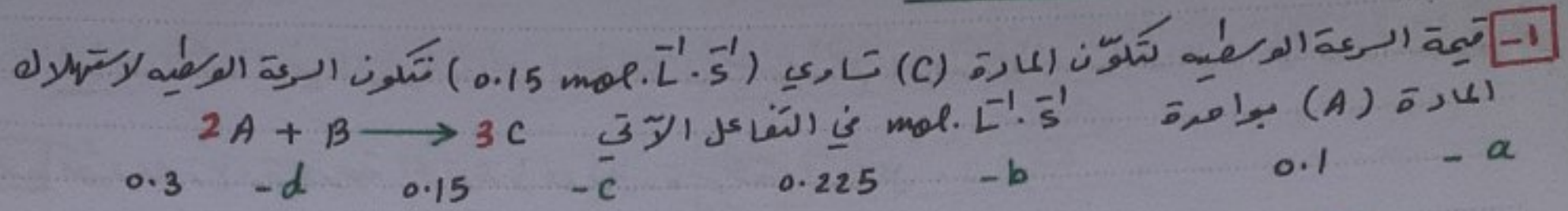
$$\left[ \text{الميل} = \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} \text{ mol.l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} \right]$$

ISKANDAROUN



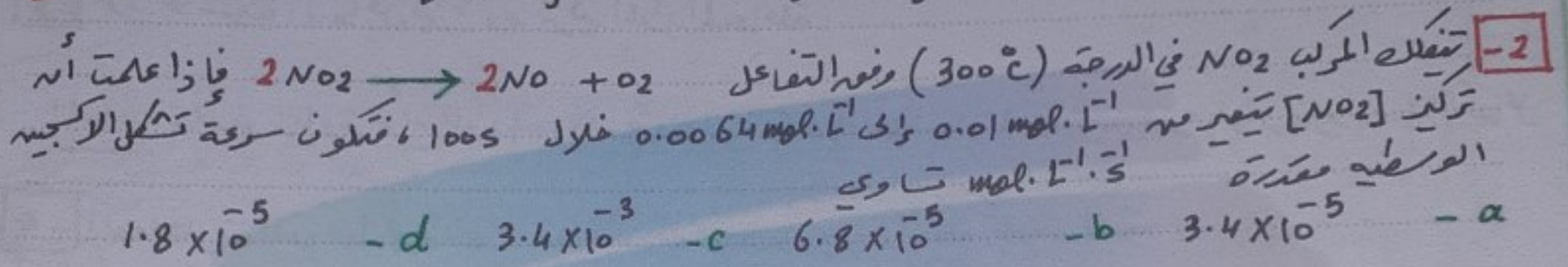
« أختبر نفسي »

أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:



الجواب: a] لأن السرعة الوسطية للتفاعل  $v_{\text{avg}} = \frac{1}{2} v_{\text{avg}}(A) = \frac{1}{1} v_{\text{avg}}(B) = \frac{1}{3} v_{\text{avg}}(C)$  ورافع منه هذه العلاقة

$$\left[ v_{\text{avg}}(A) = 0.1 \leftarrow v_{\text{avg}}(A) = \frac{2}{3} \times 0.15 \leftarrow v_{\text{avg}}(A) = \frac{2}{3} v_{\text{avg}}(C) \leftarrow \frac{1}{2} v_{\text{avg}}(A) = \frac{1}{3} v_{\text{avg}}(C) \right]$$



الجواب: d] لأن السرعة الوسطية لاستهلاك  $(\text{NO}_2)$  :  $v_{\text{avg}}(\text{NO}_2) = -\frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t} = -\frac{0.0064 - 0.01}{100} = 3.6 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

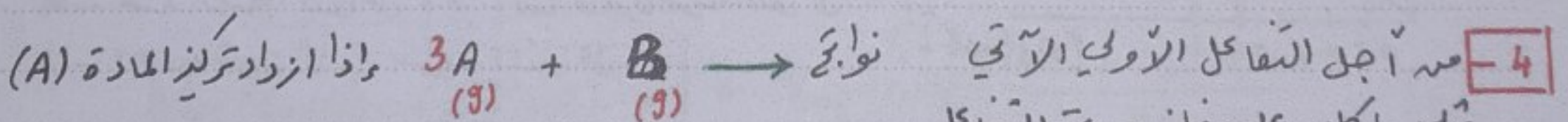
وبما أن السرعة الوسطية للتفاعل  $v_{\text{avg}} = \frac{1}{2} v_{\text{avg}}(\text{NO}_2) = \frac{1}{2} v_{\text{avg}}(\text{NO}) = \frac{1}{1} v_{\text{avg}}(\text{O}_2)$

ورافع منه هذه العلاقة  $v_{\text{avg}}(\text{O}_2) = 1.8 \times 10^{-5} \leftarrow \frac{1}{2} \times 3.6 \times 10^{-5} = v_{\text{avg}}(\text{O}_2) \leftarrow \frac{1}{2} v_{\text{avg}}(\text{NO}_2) = \frac{1}{1} v_{\text{avg}}(\text{O}_2)$

3- تم زيادة تراكيز المواد المتفاعلة إلى ضايف ما كان عليه في التفاعل (نوابج  $A + B \rightarrow$ ) ولم تتغير سرعة التفاعل فتكون عبارة سرعة التفاعل

$v = K[A]$      $-a$      $v = K[A] \cdot [B]$      $-b$      $v = K$      $-c$      $v = K[B]$      $-d$

الجواب: c] بما أنه زيادة تراكيز المواد المتفاعلة لم تؤثر على سرعة التفاعل فالنفاصل من مرتبة صفر وبالتالي سرعة  $v = K$



$-a$  - تزداد أربع مرات     $-b$  - تزداد ثماني مرات     $-c$  - تزداد مرتين     $-d$  - لا تتأثر

الجواب: b] لأن التفاعل أولي ومجانسي فإن السرعة الوسطية للتفاعل  $v = K[A]^3[B]$

قبل زيادة تركيز A فإن:  $v = K[A]^3[B]$

بعد زيادة تركيز A وجعله ضايف ما كان عليه فإن  $v = 8v$  فإن  $v = K(2[A])^3[B] = 8K[A]^3[B] = 8v$

ثانياً: أعط تفسيراً علمياً لكل مما يأتي:

1- اعتماد مسووم الفهم أسرع من اعتماد قطعة فهم مماثلة له بالكتلة

الجواب: لأن السطح المعرض للتفاعل (سطح القماش) لمسووم الفهم أكبر من السطح المعرض للتفاعل (سطح القماش) لقطعة الفهم

2- تؤدي زيادة درجة الحرارة إلى زيادة سرعة التفاعل

الجواب: لأن زيادة درجة الحرارة تؤدي لزيادة عدد الجزيئات التي تملك طاقة حركية أكبر أو تساوي طاقة التنشيط فيزداد عدد التصادمات الفعالة بين تلك الجزيئات فتزداد سرعة التفاعل

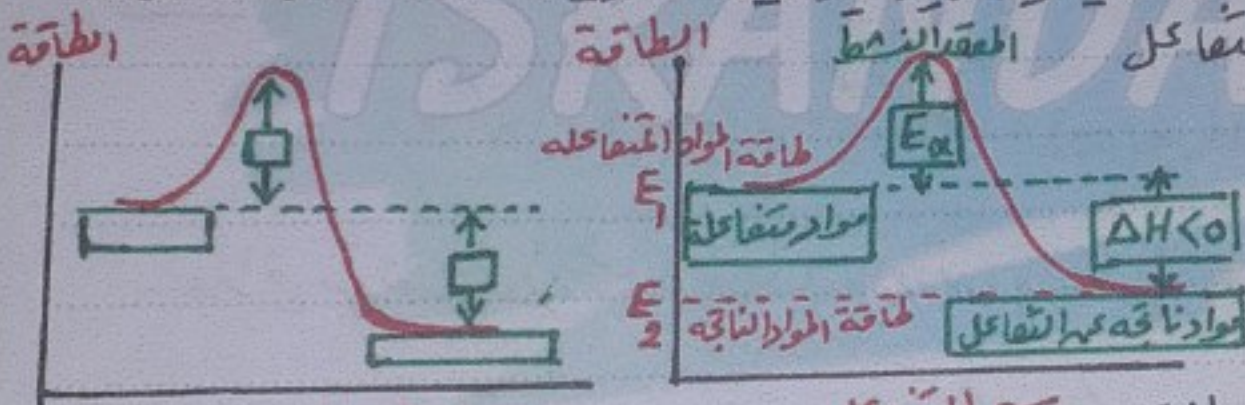
3- تزداد سرعة التفاعل بزيادة تركيز المواد المتفاعلة

الجواب: لأن زيادة تركيز المواد المتفاعلة يؤدي لزيادة عدد التصادمات الفعالة بين هذه المواد فتزداد سرعة التفاعل

4- التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط منخفضة تميل إلى أن تكون سريعة

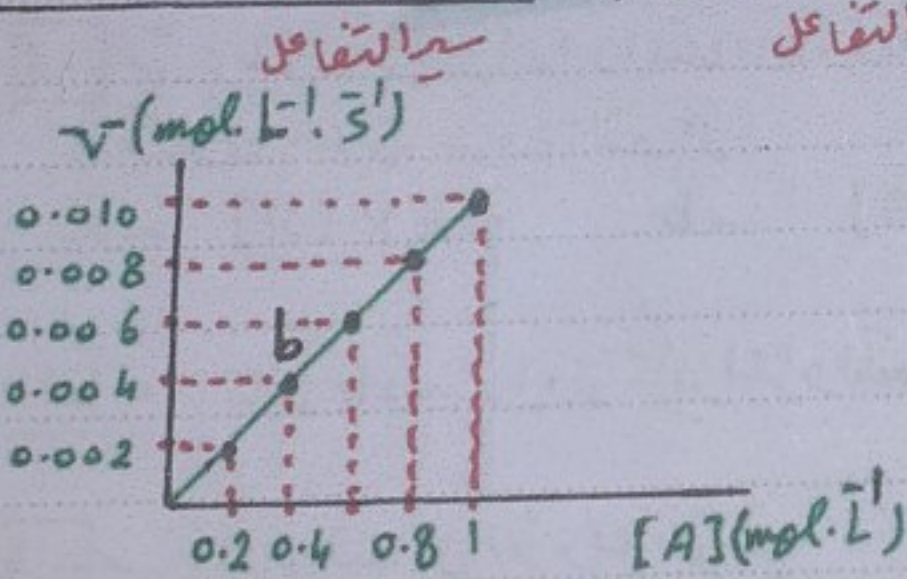
الجواب: لأن عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط يكون كبيراً فتؤدي ذلك لزيادة عدد التصادمات الفعالة بين تلك الجزيئات فتزداد سرعة التفاعل

ثالثاً: حل الأسئلة الآتية:



1- يسمي المحط الآتي تغير الطاقة خلال مراحل حدوث التفاعل، يسمي اسم كل مرحلة والطاقة المتحررة

الجواب: ثبتت الإجابة على الشكل



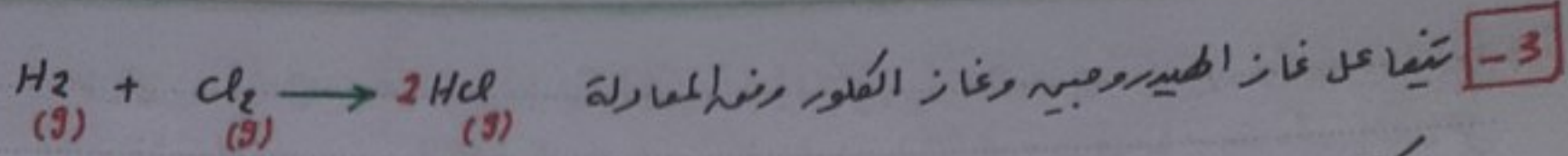
2- يسمي المحط البياني المجاور تغير سرعة التفاعل بتغير تركيز المادة A للتفاعل (نوع A → B) والمطلوب:

- a - حدد رتبة التفاعل، ثم أكتب قانون سرعة التفاعل
- b - اكتب قيمة ثابت سرعة التفاعل

الجواب: a - الرتبة الأولى لأن المحط البياني مستقيم يمر من المبدأ، وبالاعتماد على السرعة تتناسب طردياً مع تركيز A  $v = k[A]$

b - كما رسمه المحط البياني نقطة وتلك (b) من الجدول ( $v = 0.004 \text{ mol.l}^{-1}.s^{-1}$ ) وذلك ( $[A] = 0.4 \text{ mol.l}^{-1}$ ) ونعوض هذه القيم في علاقة السرعة الخطية للتفاعل وهي  $v = k[A]$  فنجد

$$0.004 = k \times 0.4 \Rightarrow k = 10^{-2}$$



- a - أكتب عبارة السرعة الوسطية لاستهلاك غاز الكلور  
 b - العلاقة بين السرعة الوسطية لاستهلاك غاز الهيدروجين والسرعة الوسطية لتشكل غاز كلوريد الهيدروجين.

الجواب : a -  $v_{avg}(\text{Cl}_2) = - \frac{\Delta[\text{Cl}_2]}{\Delta t}$

b - السرعة الوسطية للتفاعل:  $v_{avg}(\text{H}_2) = \frac{1}{2} v_{avg}(\text{Cl}_2) = \frac{1}{2} v_{avg}(\text{HCl})$

روافض هذه العلاقة أنه  $v_{avg}(\text{H}_2) = \frac{1}{2} v_{avg}(\text{HCl})$  أو  $v_{avg}(\text{HCl}) = 2 v_{avg}(\text{H}_2)$

رابعاً: حل المسائل الآتية:

المسألة الأولى: يحدث التفاعل الآتي في شروط مناسبة  $\text{C}_4\text{H}_8 \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_4$  وقد تمّ تقيسه تغيير تركيز

$[\text{C}_4\text{H}_8] (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	1.00	0.91	0.83	0.76	0.69	0.63
$t (s)$	0	10	20	30	40	50

المركب  $\text{C}_4\text{H}_8$  خلال الزمن ونموذج الجدول والمطلوب:

- 1- أكتب عبارة سرعة استهلاك المادة المتفاعلة وعبارة سرعة تشكل المادة الناتجة
- 2- = = السرعة الوسطية للتفاعل
- 3- اكتب السرعة الوسطية لاستهلاك  $(\text{C}_4\text{H}_8)$  بين اللحظتين 5 (0 إلى 10) واللحظتين 5 (40 إلى 50)
- 4- = = = لتشكل  $(\text{C}_2\text{H}_4)$  بين اللحظتين 5 (20 إلى 30)

الحل : 1-  $v_{avg}(\text{C}_4\text{H}_8) = - \frac{\Delta[\text{C}_4\text{H}_8]}{\Delta t}$       2-  $v_{avg}(\text{C}_2\text{H}_4) = + \frac{\Delta[\text{C}_2\text{H}_4]}{\Delta t}$

2-  $v_{avg} = \frac{1}{2} v_{avg}(\text{C}_4\text{H}_8) = \frac{1}{2} v_{avg}(\text{C}_2\text{H}_4)$

3-  $v_{avg}(\text{C}_4\text{H}_8) = - \frac{0.91 - 1.00}{10 - 0} = -9 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

3-  $v_{avg}(\text{C}_4\text{H}_8) = - \frac{0.63 - 0.69}{50 - 40} = -6 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

- 4- رافضه معادلة التفاعل  $\text{C}_4\text{H}_8 \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_4$  أنه كلما انقضى مول من  $\text{C}_4\text{H}_8$  يتشكل مولان من  $\text{C}_2\text{H}_4$  لذلك أي نقص في تركيز  $\text{C}_4\text{H}_8$  تعابله زيادة في تركيز  $\text{C}_2\text{H}_4$  تساوي مثلي مقدار النقص

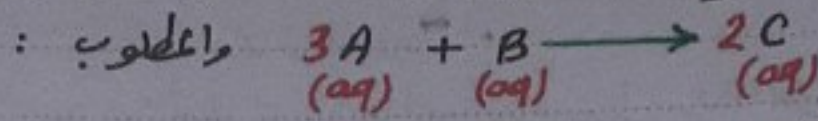
التراكيز في اللحظة  $t=0$

$t$	$\text{C}_4\text{H}_8$ (mol.L <sup>-1</sup> )	$\text{C}_2\text{H}_4$ (mol.L <sup>-1</sup> )
0	1.00	0
20	0.83	2 × 0.17 = 0.34
30	0.76	2 × 0.24 = 0.48

النقص

$v_{avg}(\text{C}_2\text{H}_4) = + \frac{0.48 - 0.34}{30 - 20} = 14 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

المألة الثانية: مزج (600 mL) من المادة (A) ذات التركيز (0.8 mol.L<sup>-1</sup>) مع (200 mL) من المادة (B) ذات التركيز 0.8 mol.L<sup>-1</sup> لتشكل المادة (C) في شروط مناسبة ونسبة التفاعل الأتومي الآتية:



- 1- أكتب عبارة سرعة التفاعل
- 2- اكتب سرعة التفاعل الابتدائي بفرض أنه  $K = 0.1$
- 3- اكتب تركيز المادة C وسرعة التفاعل عندما يتفاعل 20% من المادة A
- 4- سرعة التفاعل عندما يصبح تركيز المادة C مساوياً لـ 0.2 mol.L<sup>-1</sup>
- 5- ما هو تركيز المادة C و B و A عند توقف التفاعل.

الحل: 1- بما أنه التفاعل آتومي ومتجانس فإن:  $V = K[A]^3[B]$

2- نكتب التركيز الجديد لكل مادة بعد مزج محلوليهما وذلك من العلاقة:

$$c \cdot v = \bar{c} \cdot \bar{v}$$

$$\bar{v} = 600 + 200 = 800 \text{ mL}$$

$$0.8 \times 600 \times 10^{-3} = \bar{c} \times 800 \times 10^{-3}$$

$$\bar{c}_A = 0.6 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$0.8 \times 200 \times 10^{-3} = \bar{c} \times 800 \times 10^{-3}$$

$$\bar{c}_B = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$



$$0.6 \quad 0.2 \quad 0$$

$$0.6 - 3x \quad 0.2 - x \quad 2x$$

السرعة الابتدائية (في اللحظة  $t=0$ ):

$$V = K[A]^3[B] = 0.1(0.6)^3(0.2)$$

$$V = 432 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}.s$$

3-  $(3x)$  يمثل نقصان تركيز A وهو يمثل أيضاً الكمية المتفاعلة من A في أية لحظة ( $t$ )

$$3x = \frac{20}{100} \times 0.6 = 0.12 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$x = 0.04 \text{ mol.L}^{-1} \leftarrow \text{وبالتالي } [C] = 2x = 2 \times 0.04 \leftarrow [C] = 0.08 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[A] = 0.6 - 3x = 0.6 - 3 \times 0.04 = 0.48 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[B] = 0.2 - x = 0.2 - 0.04 = 0.16 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$V = 176.9472 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}.s \leftarrow V = 0.1(0.48)^3(0.16) \leftarrow V = K[A]^3[B] \text{ نعوض في}$$

فائدة: عند مزج محلوليهما لهما نسبة مختلفتين

فإن ذلك يؤدي لزيادة الحجم وبالتالي لانخفاض تركيز كل مادة (وهذا يرضع من العلاقة  $c = \frac{n}{v}$ ) أما عدد مولات كل مادة فلا يتغير.

فإذا كان المحلولان المتزوجان متساويين فإن تركيز كل مادة يصبح نصف ما كان عليه.

أما إذا كان المحلولان غير متساويين فإنما نكتب تركيز كل مادة كما يأتي:

(عدد مولات المادة نفسها)  $n = \bar{n}$  (عدد مولات المادة قبل المزج) بعد المزج

$$c \cdot v = \bar{c} \cdot \bar{v}$$

حيث:  $c$ : تركيز المادة في المحلول قبل المزج

$v$ : حجم محلول المادة

$\bar{c}$ : تركيز تلك المادة في المحلول النهائي بعد المزج

$\bar{v}$ : حجم المحلول الناتج بعد المزج. حيث

$$\bar{v} = v_1 + v_2$$

$v_1$ : حجم محلول المادة الأولى قبل المزج

$v_2$ : الثاني

4 -  
 $(t) \Rightarrow [C] = 2x = 0.2 \Rightarrow x = 0.1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$   
 $(t) \Rightarrow [A] = 0.6 - 3x = 0.6 - 3 \times 0.1 = 0.3 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$   
 $(t) \Rightarrow [B] = 0.2 - x = 0.2 - 0.1 = 0.1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

نفوض في  $v = k[A]^3[B]$  نجد  $v = 27 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1} \in v = 0.1(0.3)^3(0.1)$

5 - لأن سرعة التفاعل في أية لحظة (t)  $v = k[A]^3[B]$   $v = 0.1(0.6-3x)^3(0.2-x)$

عند توقف التفاعل تكون  $v = 0$  وبما أنه  $0.1 \neq 0$  لذلك :

وبما  $(0.6-3x)^3 = 0 \Rightarrow 0.6-3x = 0 \Rightarrow 0.6 = 3x \Rightarrow x = 0.2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

وبالتالي  $[A] = 0.6 - 3x = 0.6 - 3 \times 0.2$   
 $[B] = 0.2 - x = 0.2 - 0.2$   
 $[C] = 2x = 2 \times 0.2$

$[A] = 0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$   
 $[B] = 0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$   
 $[C] = 0.4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

وبما  $0.2 - x = 0 \Rightarrow x = 0.2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  (وهي نفس النتيجة السابقة)  $\Rightarrow$  لذلك نفصل على التراكيز السابقة نضع

ملاحظة : أهمياً نأخذ الاحتمالية بعين الاعتبار للأهدى المواد الداخلة في التفاعل فنرفض هذا الاحتمال ونأخذ عندئذ الاحتمال الآخر.

المألة الثالثة : بيّن الجدول الآتي تغير سرعة التفاعل الابتدائية للتفاعل نواتج  $A \rightarrow$  عند تراكيز مختلفة

0.4	0.2	0.1	$[A] \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
0.032	0.016	0.008	$v_0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$

والمطلوب :

- 1- أثبت أنه التفاعل من الرتبة الأولى ، وأكتب عبارة سرعة التفاعل
- 2- اكتب ثابت سرعة التفاعل

الحل : 1-  $v = k[A]^x$   $\Rightarrow$   $0.008 = k(0.1)^x$  ①  
 $0.016 = k(0.2)^x$  ②  
 $0.032 = k(0.4)^x$  ③

نسب ② على ①  $\Rightarrow 2 = \frac{(0.2)^x}{(0.1)^x} \Rightarrow 2 = \frac{(2 \times 0.1)^x}{(0.1)^x} \Rightarrow 2 = \frac{(2)^x (0.1)^x}{(0.1)^x} \Rightarrow 2 = 2^x \Rightarrow x = 1$

وإذاً : التفاعل من الرتبة الأولى ، وبالتالي عبارة سرعة  $v = k[A]$

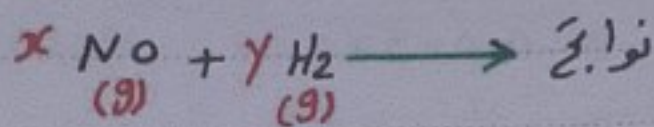
2- حسب  $k$  من إحدى العلاقات الثلاث السابقة ، فمنه ①  $0.008 = k(0.1)$   $\Rightarrow k = 8 \times 10^{-2}$

المألة الرابعة : تفاعل أكسيد النيتروس مع الهيدروجين وفق المعادلة: نواتج  $x \text{NO} + y \text{H}_2 \rightarrow$  (9) (9)  
وسجلت البيانات الآتية عند إجراء التجربة لعدة مرات

رقم التجربة	$[\text{H}_2] \text{ mol.L}^{-1}$	$[\text{NO}] \text{ mol.L}^{-1}$	$v \text{ (mol.L}^{-1}\text{s}^{-1}\text{)}$
1	0.1	0.1	$1.23 \times 10^{-3}$
2	0.2	0.1	$2.46 \times 10^{-3}$
3	0.1	0.2	$4.92 \times 10^{-3}$

المطلوب : 1- أوجد علاقة سرعة التفاعل اللحظية وحدد رتبة التفاعل 2- اكتب قيمة ثابت سرعة التفاعل  
3- اكتب سرعة التفاعل عندما يكون  $[\text{NO}] = 0.05 \text{ mol.L}^{-1}$  ،  $[\text{H}_2] = 0.15 \text{ mol.L}^{-1}$

الحل : 1-



$$v = K [\text{NO}]^x [\text{H}_2]^y$$

للتجربة الأولى : ①  $1.23 \times 10^{-3} = K (0.1)^x (0.1)^y$

الثانية : ②  $2.46 \times 10^{-3} = K (0.1)^x (0.2)^y$

الثالثة : ③  $4.92 \times 10^{-3} = K (0.2)^x (0.1)^y$

نسب ② على ①  $2 = \frac{(0.2)^y}{(0.1)^y} \Rightarrow 2 = \frac{(2 \times 0.1)^y}{(0.1)^y} \Rightarrow 2 = \frac{(2)^y (0.1)^y}{(0.1)^y} \Rightarrow 2 = 2^y \Rightarrow y = 1$

نسب ③ على ①  $4 = \frac{(0.2)^x}{(0.1)^x} \Rightarrow 4 = \frac{(2 \times 0.1)^x}{(0.1)^x} \Rightarrow 4 = \frac{(2)^x (0.1)^x}{(0.1)^x} \Rightarrow 4 = 2^x \Rightarrow x = 2$

$$v = K [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$$

وتصبح علاقة سرعة التفاعل

رتبة التفاعل :  $x + y = 2 + 1 = 3$  الرتبة = 3 أي لرتبة الثالثة

2- حسب K من إحدى العلاقات الثلاث السابقة، نعلم ①  $1.23 \times 10^{-3} = K (0.1)^2 (0.1) \Rightarrow K = 1.23$

$$v = 1.23 (0.05)^2 (0.15) \Rightarrow v = 4.6175 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}\text{s}^{-1}$$

3-  $v = K [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$

أجب أنت : تزود عوادم السيارات الحديثة ومطبخه بالباليديوم أو البلاطيم تعمل هذه الحفازات على تفتيته الجزيئات الضارة والملوثة للبيئة الناتجة عن احتراق الوقود وتحولها إلى مواد غير ضارة. اجبت في ذلك.

الجواب : راهد نواتج احتراق وقود السيارات (البنزين) هي CO (سام) ، NO<sub>2</sub> (ضار) ، وطبخه من الوقود غير المحترق C<sub>x</sub>H<sub>y</sub> . وهذه النواتج عندما تمر في عوادم السيارات الحديثة طنزودة بحفازات مطبخه بالباليديوم أو البلاطيم فإن هذه الحفازات تفكك NO<sub>2</sub> إلى (N<sub>2</sub>) وأكسجين ذري (وليد) وهذا الأكسجين يتأكسد CO ويحول إلى CO<sub>2</sub> كما يقوم بحرقه الكمية غير المحترقة من الوقود ويحولها إلى CO<sub>2</sub> و H<sub>2</sub>O وهي مواد غير ضارة نسبياً.

تغيير ناقد: يحدث التفاعل الآتي:  $H_2O_2 \rightarrow H_2O + \frac{1}{2} O_2$  في شروط مناسبة. وقد قيست

سرعة التفاعل الابتدائية عند التراكيز الآتية فحصلنا على ما يلي:

رقم التجربة	$[H_2O_2]$ mol.L <sup>-1</sup>	$v_0$ mol.L <sup>-1</sup> .s <sup>-1</sup>
1	0.1	$2 \times 10^{-2}$
2	0.2	$4 \times 10^{-2}$

1- أثبتت أنه التفاعل من الرتبة الأولى  
2- أصعب ثابت سرعة التفاعل  
3- بفرض أنه التراكيز الابتدائية  $[H_2O_2] = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$   
ما هو الزمن اللازم ليصبح  $[H_2O_2] = 0.001 \text{ mol.L}^{-1}$

الحل: 1-  $H_2O_2 \rightarrow H_2O + \frac{1}{2} O_2$  ولأن سرعة هذا التفاعل  $v = k[H_2O_2]^x$

$$2 \times 10^{-2} = k(0.1)^x \quad (1)$$

$$4 \times 10^{-2} = k(0.2)^x \quad (2)$$

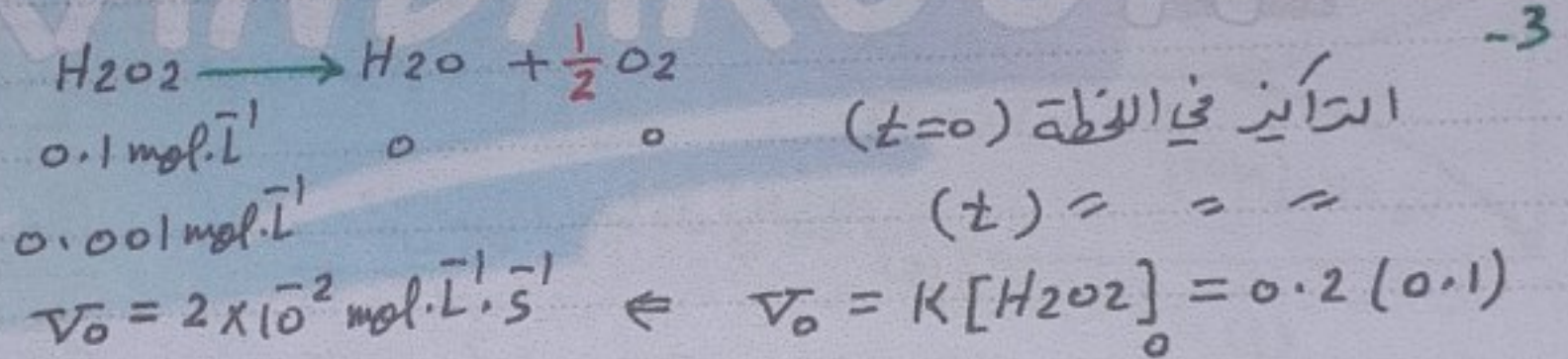
للجربة الأولى:

الثانية =

$$x = 1 \quad \leftarrow 2 = \frac{2^x (0.1)^x}{(0.1)^x} \quad \leftarrow 2 = \frac{(2 \times 0.1)^x}{(0.1)^x} \quad \leftarrow 2 = \frac{(0.2)^x}{(0.1)^x} \quad \text{نسبة (2) على (1)}$$

وإذاً التفاعل من الرتبة الأولى. وبالتالي عبارة سرعته  $v = k[H_2O_2]$

$$k = 0.2 \quad \leftarrow 2 \times 10^{-2} = k(0.1) \quad (1) \quad \text{منه (1)}$$



$$v = 2 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.s^{-1} \quad \leftarrow \quad (t \text{ في اللحظة } t) \quad v = k[H_2O_2] = 0.2(0.001)$$

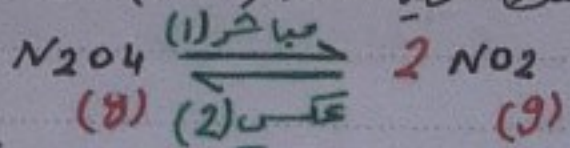
$$v_{avg} = 0.0101 \text{ mol.L}^{-1}.s^{-1} \quad \leftarrow \quad v_{avg} = \frac{v + v_0}{2} = \frac{2 \times 10^{-4} + 2 \times 10^{-2}}{2} = \frac{0.0002 + 0.02}{2}$$

$$t = 9.85 \quad \leftarrow \quad 0.0101 = \frac{0.099}{t} \quad \leftarrow \quad v_{avg} = - \frac{\Delta [H_2O_2]}{\Delta t} = - \frac{0.001 - 0.1}{t - 0} = \frac{0.099}{t}$$

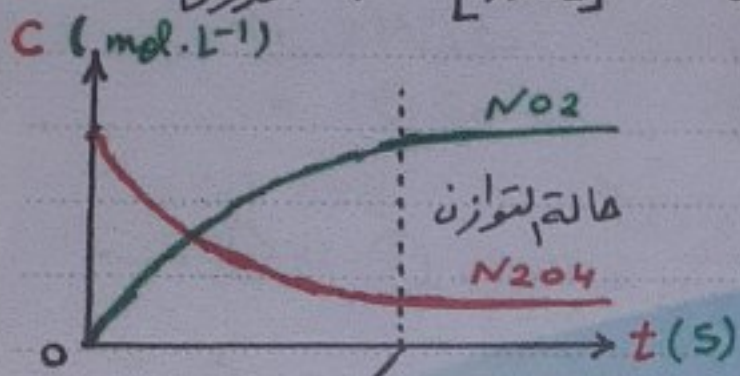
الدرس الثاني : « التوازن الكيميائي »

1- تعريف : في عمليتي التنفس والاحتراق يستهلك الأوكسجين ومع ذلك تبقى نسبته في الجو ثابتة تقريباً بسبب إنتاجه من خلال عملية التركيب الضوئي. فهناك توازن بين عمليتي إنتاجه واستهلاكه

2- مفهوم التوازن الكيميائي : نسخه غاز (N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>) عديم اللون فيتحلل مفضياً غاز (NO<sub>2</sub>) ذي اللون البني ومعادلة التفاعل الحاصل

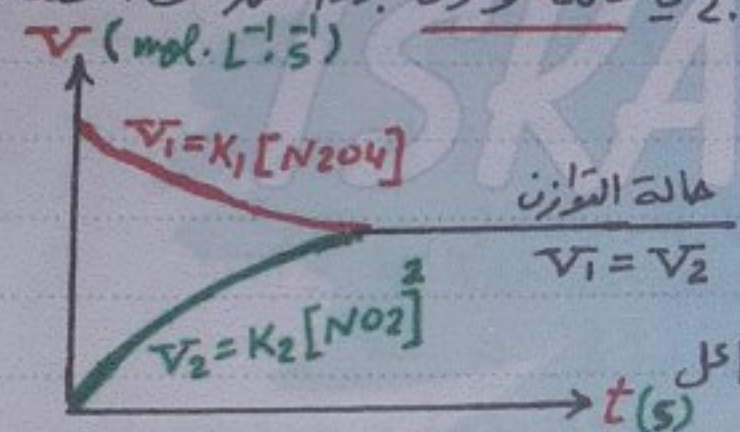


في اللحظة (t=0) كانت سرعة التفاعل المباشر (في الاتجاه 1) عظمى لأن [N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>] كان أعظمية و = = = العكسي (2 = =) معدومة = [NO<sub>2</sub>] = معدومة



مع مرور الزمن تتناقص سرعة التفاعل المباشر بسبب تناقص [N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>] وتزداد = = = العكسي = تزايد [NO<sub>2</sub>]. ولذلك يزداد اللون البني تدريجياً في وعاء التفاعل

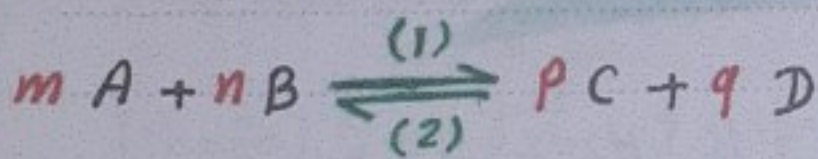
وفي لحظة ما (t) تتساوى سرعة التفاعل المباشر مع سرعة التفاعل العكسي وعندئذ يثبت تركيزي المادتين (بدليل ثبات اللون البني في وعاء التفاعل). فنقول أنه التفاعل أصبح في حالة توازن بدواً من تلك اللحظة.



وطبعاً عند تلك اللحظة لا يتوقف التفاعل بل يستمر في كلا الاتجاهين بنفس السرعة. لذلك يدعى هذا التوازن بالتوازن الحركي.

والتفاعلات المتوازنة ليست تامة لذلك لا تختفي فيها المواد الداخلة في التفاعل

3- ثابت التوازن الكيميائي : لكيه لدينا التفاعل الآتي



$$V_1 = K_1 [A]^m \cdot [B]^n$$

$$V_2 = K_2 [C]^p \cdot [D]^q$$

رأه سرعة التفاعل المباشر و = = = العكسي

$$K_1 [A]^m \cdot [B]^n = K_2 [C]^p \cdot [D]^q$$

وعندما يصبح التفاعل في حالة توازن يصبح  $V_1 = V_2$

« دستور ثابت التوازن الكيميائي بدلالة الداليز »

$$K_c = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n}$$

إذا كان التفاعل السابغ غازياً فيمكنه التعبير عنه برأيز الغازات بدلالة ضغوط الجزئية مقدره (atm) لأن  $p \cdot v = n \cdot R \cdot T$  و  $p = \frac{n}{v} \cdot R \cdot T$  و  $p = c \cdot R \cdot T$  واضعاً  $p$  متناسباتياً مع  $c$

« دستور ثابت التوازن الكيميائي بدلالة الضغوط الجزئية »

$$K_p = \frac{P(C)^p \cdot P(D)^q}{P(A)^m \cdot P(B)^n}$$

ويصبح الدستور السابغ :

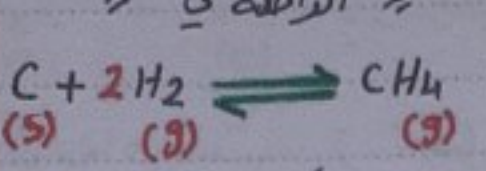


**ملاحظات:**  
 ①  $K_p$  و  $K_c$  مقداران ثابتان ولا تتغير قيمتهما بالرد بتغير درجة الحرارة ويعبر كل منهما بمدى تحول المواد المتفاعلة إلى نواتج التفاعل عند حدوث التوازن / لا تدخل تركيز المواد الصلبة وكذلك تركيز الماء عندما يكون محلولاً في علاقة ( $K_c$ ) لأن تركيزها يبقى ثابتاً

**قاعدة:** يكون الماء محلولاً في معادلات الأيونية  
 - معادلات تأين المحوض الضعيفه:  
 $HCN + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CN^-$   
 - معادلات تأين الأرسن الضعيفه:  
 $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$   
 - معادلات حموضة الأملاح:  
 ملح + ماء  $\rightleftharpoons$  محض + ماء

$$K_p = K_c (R \cdot T)^{\Delta n}$$

③ يرتبط  $K_c$  مع  $K_p$  بالعلاقة  
 حيث  $\Delta n = n_2 - n_1$  حيث  $n_2$  عدد المولات الغازية فقط الناتجة عن التفاعل  
 $n_1$  = الرابطة في = = = = =



**تطبيق 1:** ليكن لدينا التفاعل المتوازن الآتي:  
 أكتب علاقة ثابت التوازن  $K_c$  و  $K_p$  لهذا التفاعل ثم أكتب العلاقة بينهما

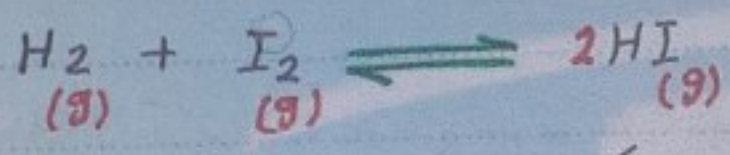
$$K_p = \frac{P(CH_4)}{P(H_2)^2}$$

**الحل:**  $K_c = \frac{[CH_4]}{[H_2]^2}$  (لم تدخل تركيز C لأنه صلب)  
 حيث  $K_p = K_c (R \cdot T)^{\Delta n}$

$$K_p = \frac{K_c}{R \cdot T}$$

$$K_p = K_c (R \cdot T)^{-1} \leftarrow \Delta n = n_2 - n_1 = 1 - 2 = -1$$

**نشاط 1:** عند مزج حجميه متساوية من غازي الهيدروجين و بخار اليود في اللون البنفسجي في شروط مناسبة يلاحظ تضاؤل اللون البنفسجي ثم ثباته. أكتب المعادلة الكيميائية المعبرة عن التفاعل الحاصل ففسراً بقاى اللون البنفسجي، ثم أكتب عبارة كل من  $K_c$  و  $K_p$ .



بعد مزج الغازين ومع مرور الزمن يتفاحص تركيزيهما (لذلك يتضاءل اللون البنفسجي لبخار اليود) وعند وصول التفاعل لحالة التوازن (متاوي سرعة التفاعل المباشرة مع سرعة التفاعل العكسي) تثبتت تراكيز جميع مواد التفاعل (ومنزل اليود) وعندئذ يثبت اللون البنفسجي. ولأن التفاعل المتوازن ليس تاماً لذلك لا يختفي اليود وبالتالي سيبقى لونه البنفسجي في وعاء التفاعل

$$K_p = \frac{P(HI)^2}{P(H_2) \cdot P(I_2)}$$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

**4- أهمية ثابت التوازن:** وإذا كانت قيمة ثابت التوازن كبيرة  $K_c \gg 1$  فالتفاعل يحدث إلى مدى كبير في الاتجاه الأمامي وإذا كانت صغيرة  $K_c \ll 1$  لا يحدث = = = = =

**5- حاصل التفاعل:** وجدنا أنه ثابت التوازن لتفاعل متوازن مثل:  $mA + nB \rightleftharpoons pC + qD$  يعطى بالعلاقة  $K_c = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n}$  حيث هذه التراكيز هي تراكيز التوازن

نفترض أنه هذه النسبة [ونزولها] (Q) ونزعوها ما حصل التفاعل] ولسبب ما (إضافة أو انقاص تركيز إحدى مواد التفاعل أو تغيير درجة حرارة التفاعل أو تغيير الضغط المطبق على التفاعل) أصبحت:

$Q < K_c$  فالفاعل يتزاح تلقائياً بالاتجاه المباشر ليزيد منه قيمة ثلا النسبة وتعود  $Q = K_c$  وتتوازن حينئذٍ

$Q > K_c$  = العكس لنقصه =

$Q = K_c$  = في حالة توازن وليد يتزاح.

تغيير - 2: تبلغ قيمة ثابت التوازن ( $K_c = 50.5$ ) عند الدرجة ( $440^\circ C$ ) للتفاعل الآتي:

$$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$$

(g) (g) (g)

و  $2 \times 10^{-2} \text{ mol}$   $I_2(g)$  في وعاء سعته (2 L) المملوء بـ: 1- احب حاصل التفاعل Q

2- حدد التفاعل الراجع (المباشر أم العكس) مع التعليل

الحل: 1-  $C = \frac{n}{V}$

$$[I_2] = \frac{2 \times 10^{-2}}{2} = 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[H_2] = \frac{10^{-2}}{2} = \frac{1}{2} \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[HI] = \frac{4 \times 10^{-2}}{2} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$Q = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(2 \times 10^{-2})^2}{\frac{1}{2} \times 10^{-2} \times 10^{-2}} = 8$$

2- واضح أنه  $Q < K_c$  فالفاعل لم يصل إلى حالة التوازن لذلك يتزاح التفاعل بالاتجاه المباشر (أي التفاعل المباشر هو الراجع). ويستمر الاتزاح حتى تصبح  $Q = K_c$  وعندئذٍ يصبح التفاعل في حالة توازن

6- العوامل المؤثرة في حالة التوازن: هناك ثلاثة عوامل يؤثر تغييرها في حالة التوازن وهذه العوامل (التركيز، درجة الحرارة، والضغط) وقد درس تأثير تغيير هذه العوامل على ازاحة التوازن (رسمان التفاعل المباشر على العكس أو العكس) العالم هنري لو شاتولييه، وجمع النتائج التي حصل عليها في قاعدة سميت باسمه.

نص قاعدة لو شاتولييه: «إذا حدث تغير في أحد العوامل المؤثرة في محلة كيميائية متوازنة (مثل: درجة الحرارة أو التركيز أو الضغط) فيحل التوازن ويتزاح (يرجح التفاعل) في الاتجاه الذي يعاكس فيه هذا التغير»

أي: يتزاح التفاعل (يرجح) في الاتجاه الذي ينقصه مما قمنا بزيادته أو يزيد مما انقصه.

P- تأثير التراكيز: لكيه لربنا التفاعل المتوازن الآتي

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$$

(g) (g) (g)

فمن إضافة كمية من الهيدروجين (أي جعل  $Q < K_c$ ) فيحل التوازن ويرجح التفاعل المباشر على التفاعل العكس (أي يتزاح التفاعل بالاتجاه المباشر) ويستمر الرجحان (الاتزاح) حتى يبلغ التفاعل حالة توازن جديدة تصبح فيها  $Q = K_c$ .

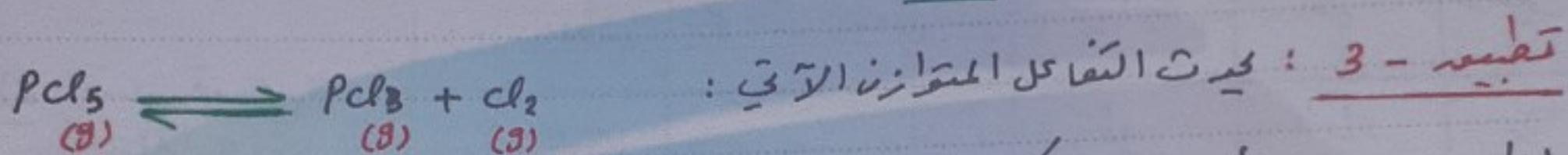
وطبعاً هذا الانزياح (الرجحان) يؤدي لزيادة كمية النشادر  $NH_3$  ونقصان كمية النيتروجين  $N_2$ .

ملاحظة عامة : ① عند زيادة تركيز إحدى المواد الداخلة في التفاعل في ظل التوازن وحبب قاعدة لوشاتولييه يرجح التفاعل المباشر على التفاعل العكسي لينقص تركيز تلك المادة.

② عند نقص تركيز إحدى المواد الداخلة في التفاعل في ظل التوازن وحبب قاعدة لوشاتولييه يرجح التفاعل العكسي على التفاعل المباشر ليزيد من تركيز تلك المادة.

③ عند زيادة تركيز إحدى المواد الناتجة عن التفاعل في ظل التوازن وحبب قاعدة لوشاتولييه يرجح التفاعل العكسي على التفاعل المباشر لينقص من تركيز تلك المادة.

④ عند نقص تركيز إحدى المواد الناتجة عن التفاعل في ظل التوازن وحبب قاعدة لوشاتولييه يرجح التفاعل المباشر على التفاعل العكسي ليزيد من تركيز تلك المادة.



والمطلوب : 1- ما تأثير زيادة تركيز  $PCl_5$  على حالة التوازن 2- ما تأثير زيادة تركيز  $Cl_2$  على حالة التوازن 3- = = =  $PCl_3$  = = = انقاص = = =

الحل : 1- عند زيادة تركيز  $PCl_5$  في ظل التوازن ويرجع التفاعل في الاتجاه المباشر مما ينقص من تركيز  $PCl_5$  2- = = =  $Cl_2$  = = = العكسي = = = 3- = = =  $PCl_3$  = = = انقاص = = =



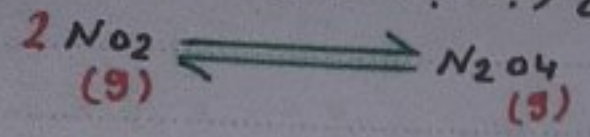
المطلوب : امل الجدول الآتي :

التغير	التأثير على	حالة التوازن	كميات المواد المتفاعلة	كميات المواد الناتجة	قيمة $K_c$
زيادة كمية $NO_2$	يرجع التفاعل بالاتجاه المباشر	= = =	تقل	تزداد	لا تتغير
نقص كمية $NO$	= = =	= = =	"	"	"
زيادة كمية $CO_2$	= = =	= = =	تزداد	تقل	"
نقصان كمية $CO$	= = =	= = =	"	"	"

ملاحظة : تتغير قيمة  $K_c$  بدرجة الحرارة فقط لذلك تغير التركيز لا يغير من قيمته

ب- تأثير الضغط : واضح من العلاقة  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$   $\Leftrightarrow P = n \cdot \frac{R \cdot T}{V}$  أنه عند زيادة  $(P)$  في ظل التوازن ويزداد التفاعل (يرجع) حسب قاعدة لوشاتولييه بالاتجاه الذي ينقص من  $(P)$  [أي بالاتجاه الذي ينقص من عدد المولات الغازية]

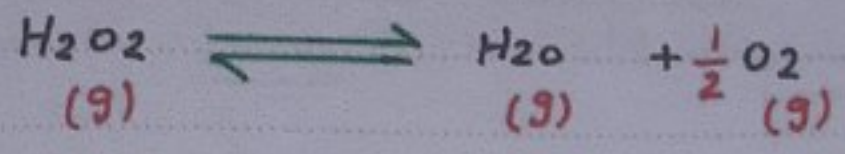
أي (باتجاه عدد المولات الغازية الأقل) . مما سببه نستنتج (بالنسبة للتفاعل المتوازن الآتي):



① عند زيادة الضغط يميل التوازن فيرجح التفاعل المباشر أي باتجاه عدد المولات الغازية الأقل فتزداد كمية المواد الناتجة (N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>) وتنقص كمية المواد المتفاعلة (NO<sub>2</sub>) حتى يبلوغ حالة توازن جديدة

② عند خفض الضغط يميل التوازن فيرجح التفاعل العكسي أي باتجاه عدد المولات الغازية الأكثر فتتقص كمية المواد الناتجة (N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>) وتزداد كمية المواد المتفاعلة (NO<sub>2</sub>) حتى يبلوغ حالة توازن جديدة

نشاط - 3 : يحدث التفاعل المتوازن الآتي

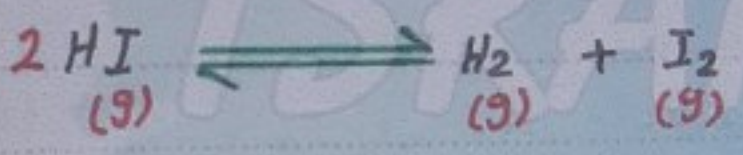


المطلوب : أتمل الجدول الآتي :

التغير	التأثير على	حالة التوازن	كميات المواد المتفاعلة	كميات المواد الناتجة	قيمة K <sub>c</sub>
زيادة الضغط	يرجح التفاعل بالاتجاه العكسي	تزداد	تقل	لا تتغير	
نقصان الضغط	يرجح التفاعل المباشر	تقل	تزداد	"	

ملاحظة : تتغير قيمة K<sub>c</sub> بدرجة الحرارة فقط لذلك تغير الضغط لم يغيره قيمته

نشاط - 4 : في التفاعل المتوازن الآتي :

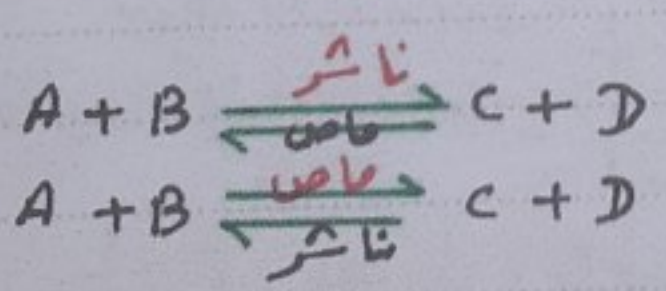


يتمه أثر زيادة الضغط على حالة التوازن وفتر اجابته .

الحل : بما أنه هذا تفاعل لا يراققه تغير في عدد المولات الغازية لذلك زيادة الضغط (أو حتى انقاصه) لا يؤثر على ازاغة التوازن .

من كل ما سبق نستنتج : زيادة الضغط يرجح التفاعل باتجاه عدد المولات الغازية الأقل نقصان يميل التوازن على حالة التوازن إذا كانه عدد المولات الغازية في التفاعل مساوي في طرفي المعادلة لا يؤثر تغير الضغط على حالة التوازن

هـ - تأثير تغير درجة الحرارة : تقسم التفاعلات من حيث تبادلها للحرارة إلى :



ناشرة للحرارة (أي ناشرة بالاتجاه المباشر) ΔH < 0  
ماصة = ( = ماصة = ) ΔH > 0

مفرد رفع (زيادة) درجة الحرارة يميل التوازن وعقب قاعدة لو شاتولييه يجب أن يرجح التفاعل بالاتجاه ماصة للحرارة لأنه هو الاتجاه الذي يخفف (ينقص) من درجة الحرارة .

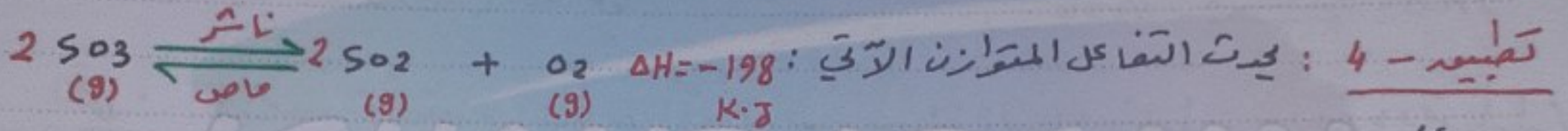
والإتجاه الماص هو الإتجاه العكسي في التفاعلات الناشئة وهو = المباشر = الماصة

- وعند خفض (انقاص) درجة الحرارة يميل التوازن حسب قاعدة لو شاتولييه يجب أنه يرجح لتفاعل بالإتجاه الناشئ للحرارة لأنه هو الإتجاه الذي يرجح (يزيد) مع درجة الحرارة.

- بما أنه  $K_c$  تتعلق قيمته بدرجة الحرارة لذلك :

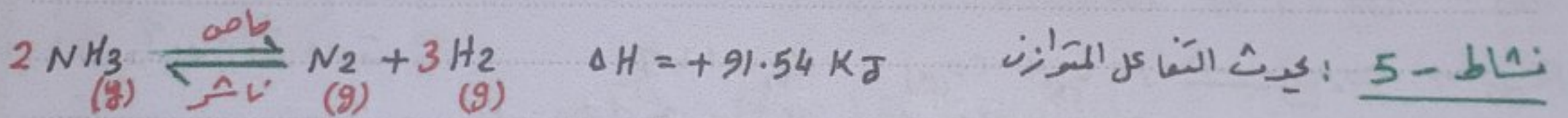
عند ازاحة التوازن بالإتجاه المباشر (رجحان التفاعل المباشر) تزداد قيمة  $K_c$  لزيادة لبط ونقصان المقام و = = = العكسي = العكسي (تنقص قيمة  $K_c$  لنقصان = وزيادة =

ملاحظة : هناك تفاعلات لية ناشئة وليية ماصة للحرارة ( $\Delta H = 0$ ) مثل تفاعل الاسترة (الذي يسير في الكيمياء العضوية). لذلك رفع أو خفض درجة الحرارة له يؤثر على ازاحة التوازن في هذه التفاعلات.



التغير	التأثير على	حالة التوازن	كميات المواد المتفاعلة	كميات المواد الناتجة	قيمة $K_c$
زيادة درجة الحرارة	يرجح التفاعل بالإتجاه العكسي (الماص للحرارة)	تزداد	تقل	تقل	تقل
خفض = =	يرجح التفاعل بالإتجاه المباشر (الناشر للحرارة)	تقل	تزداد	تزداد	تزداد

المطلوب : أتمل الجدول الآتي :



التغير	التأثير على	حالة التوازن	كميات المواد المتفاعلة	كميات المواد الناتجة	قيمة $K_c$
رفع درجة الحرارة	يرجح التفاعل بالإتجاه المباشر (الماص للحرارة)	تقل	تزداد	تزداد	تزداد
خفض درجة الحرارة	= = = العكسي (الناشر للحرارة)	تزداد	تقل	تقل	تقل

المطلوب : أتمل الجدول الآتي :

7 - تأثير الحزاز في التوازن : الوسط لا يؤثر على ازاحة التوازن (أي لا يرجح أحدا للإتجاهه على الآخر) لأنه يسرع كلا التفاعلين المباشر والعكسي تسريعاً متساوياً. والحزاز لا يؤثر على قيمة

ثابت التوازن. وهدفه في التفاعلات المتوازنة تسريع الوصول إلى الحالة التوازنية (إيهال لتفاعل لحالة التوازن بزمن أقل)

8- حضا نصح ثابت التوازن الكيميائي :

1- لكيه لدينا التفاعل المتوازن الآتي :  
 $A + B \rightleftharpoons C + D$   
 والذي ثابت توازنه  $(K_c)$

$$K_{c1} = (K_c)^n$$

2- فإذا ضربت المعادلة برقم ولكيه  $(n)$  بحيث يصبح  
 $nA + nB \rightleftharpoons nC + nD$   
 فإن ثابت التوازن الجديد

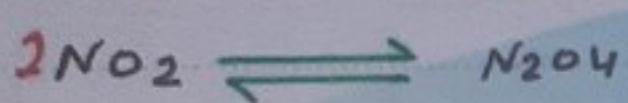
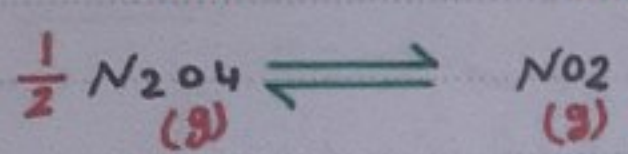
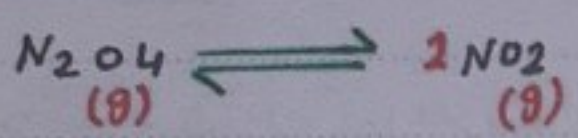
$$K_{c2} = \frac{1}{K_c}$$

3- وإذا عكست معادلة التفاعل بحيث يصبح  
 $C + D \rightleftharpoons A + B$   
 فإن ثابت التوازن الجديد

$$K_c = K_{c1} \cdot K_{c2} \dots$$

2- ثابت التوازن لتفاعل يتم على عدة مراحل يساوي جداء ثوابت التوازن لهذه المراحل

تفسير 5- : إذا علمت أنه  $K_c = 0.36$  للتفاعل :



المطلوب : 1- احب  $(K_c)$  للتفاعل الآتي

2- احب  $(K_c)$  للتفاعل

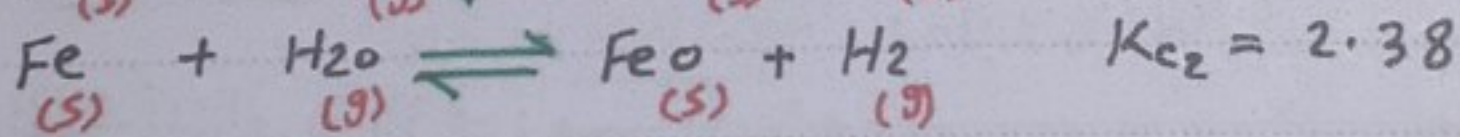
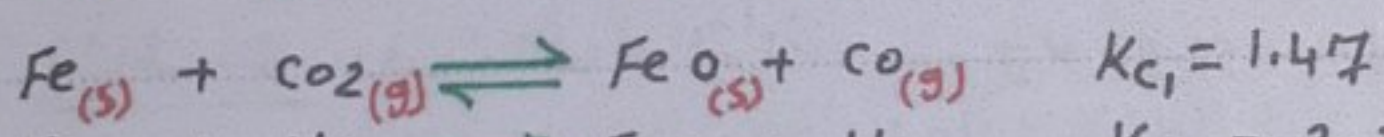
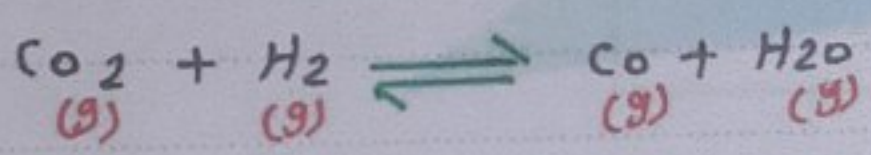
الحل : 1- معادلة التفاعل المطلوب ناتجة عن ضرب معادلة التفاعل المعطاة بالنفس بالرقم  $(\frac{1}{2})$   
 لذلك ثابت التوازن للمعادلة المطلوب  $K_{c1} = (K_c)^{\frac{1}{2}} = \sqrt{K_c} = \sqrt{0.36}$

$$K_{c1} = 0.6 \leftarrow K_c = (K_c)^{\frac{1}{2}} = \sqrt{K_c} = \sqrt{0.36}$$

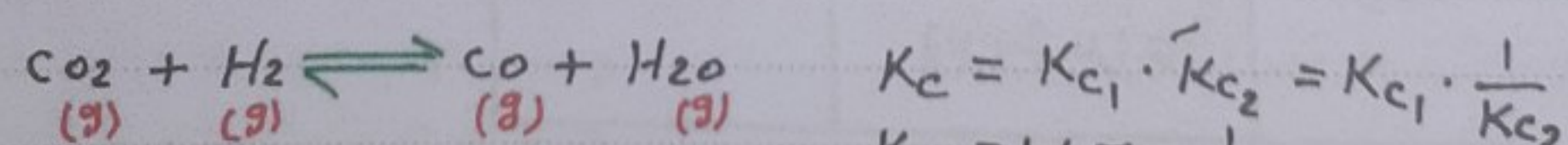
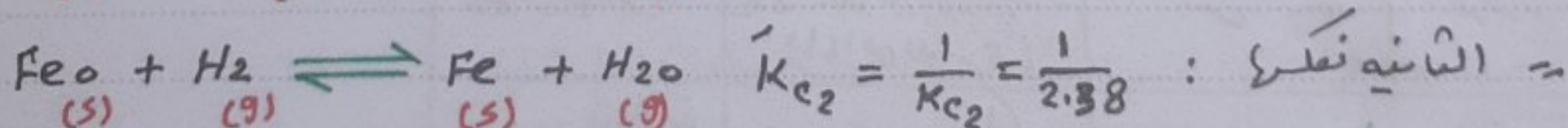
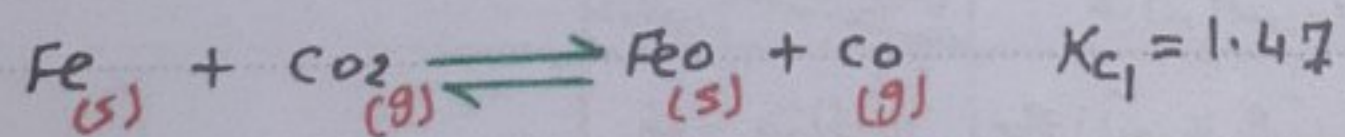
2- معادلة التفاعل المطلوب ناتجة عن عكس معادلة التفاعل المعطاة بالنفس لذلك ثابت التوازن للمعادلة الجديدة

$$K_{c2} = 2.8 \leftarrow K_{c2} = \frac{1}{K_c} = \frac{1}{0.36}$$

تفسير 6- : احب ثابت التوازن  $(K_c)$  للتفاعل



اعتماداً على التفاعلات

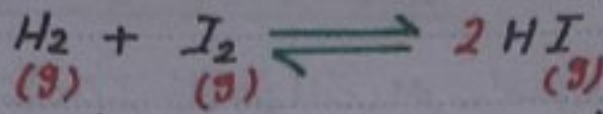


$$K_c = 1.47 \times \frac{1}{2.38}$$

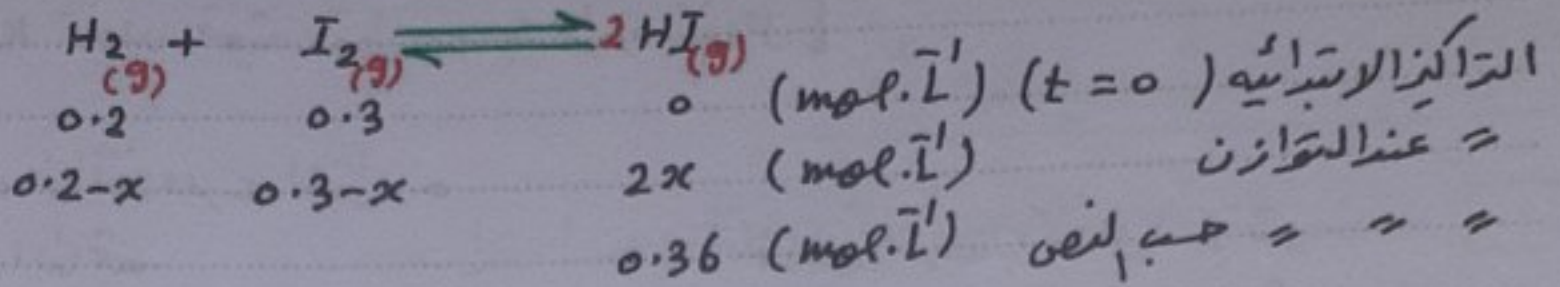
$$K_c \approx 0.62$$

بالمجموع نجد

تطبيق 7 : مزج (2 mol) من الهيدروجين مع (3 mol) من اليود في وعاء مغلق سعته (10 L) وكانت كمية يود الهيدروجين عند التوازن (3.6 mol). احس قيمة كل من  $K_p$  و  $K_c$  للتفاعل المتوازن الآتي :



الحل :  $c = \frac{n}{V}$   $[H_2]_0 = \frac{2}{10} = 0.2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  و  $[I_2]_0 = \frac{3}{10} = 0.3 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  و  $[HI]_{eq} = \frac{3.6}{10} = 0.36 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  عند التوازن



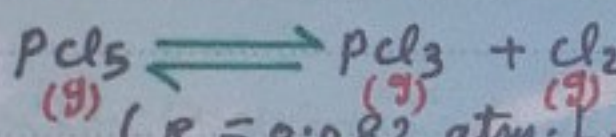
بالمطابقة بين الطرفين الأخرين نجد  $2x = 0.36 \Rightarrow x = 0.18 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

وبالتالي :  $[I_2]_{eq} = 0.3 - x = 0.3 - 0.18 = 0.12 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  و  $[H_2]_{eq} = 0.2 - x = 0.2 - 0.18 = 0.02 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

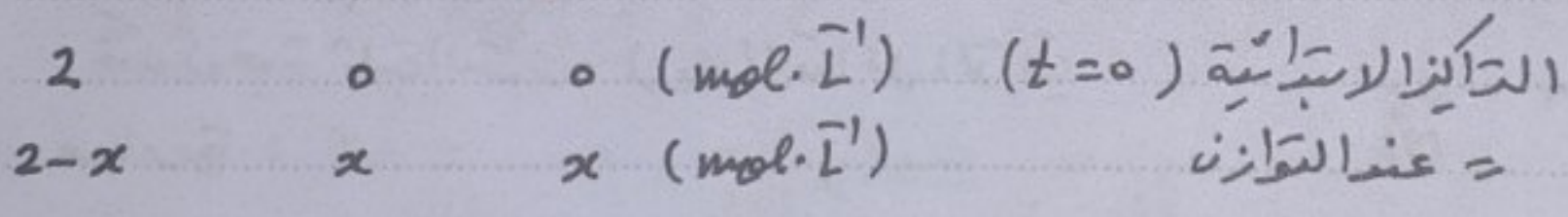
$K_c = 54 \Leftrightarrow K_c = \frac{(0.36)^2}{0.02 \times 0.12} \Leftrightarrow K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$

$K_p = 54 \Leftrightarrow K_p = K_c \Leftrightarrow \Delta n = 2 - 2 = 0 \Leftrightarrow \Delta n = n_2 - n_1$  حيث  $K_p = K_c (R \cdot T)^{\Delta n}$

تطبيق 8 : وضع (4 mol) من  $(PCl_5)$  في وعاء سعته (2 L) وسخه الوعاء إلى درجة (500°K) فبتفكك منه (10%) ونفذ المعادلة واطلوب حساب قيمة كل من  $K_p$  و  $K_c$  (عدا  $R = 0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ )



الحل :  $c = \frac{n}{V}$   $[PCl_5]_0 = \frac{4}{2} = 2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$



$x = 0.2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \Leftrightarrow x = \frac{2 \times 10}{100}$   $\Leftrightarrow \begin{cases} 10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ يتفكك من } 100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ من } PCl_5 \\ x \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} = = = = 2 = = = \end{cases}$

عند التوازن  $[PCl_5]_{eq} = 2 - x = 2 - 0.2 = 1.8 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  و  $[PCl_3]_{eq} = [Cl_2]_{eq} = x = 0.2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$K_c = \frac{1}{45} = 0.022 \Leftrightarrow K_c = \frac{0.2 \times 0.2}{1.8} \Leftrightarrow K_c = \frac{[PCl_3] \cdot [Cl_2]}{[PCl_5]}$

$K_p = 0.91 \Leftrightarrow K_p = \frac{1}{45} (0.082 \times 500) \Leftrightarrow K_p = K_c (R \cdot T)^{\Delta n}$  حيث  $\Delta n = n_2 - n_1 = 2 - 1 = 1$

« أفتبر نفسي »

أولاً: اختر الإجابة الصحيحة في كل مما يأتي :

1- تغير قيمة ثابت التوازن (Kc) في التفاعلات المتوازنة :  
 a - بتغير الضغط    b - بإضافة حفاز    c - بتغير درجة الحرارة  
 d - بزيادة تركيز المواد الناتجة

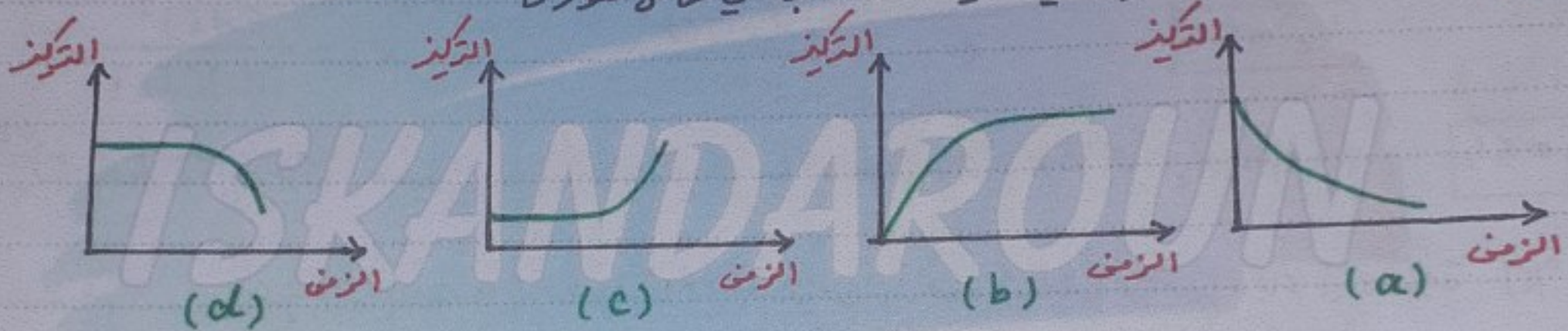
الجواب : c [ لأن Kc تتعلق بقيمة فقط بدرجة حرارة التفاعل ]

2- عند بلوغ حالة التوازن في التفاعلات المتوازنة

a - ينخفض تركيز المواد الناتجة  
 b - تنخفض سرعة التفاعل المباشر  
 c - تثبت تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة  
 d - تزداد سرعة التفاعل المباشر

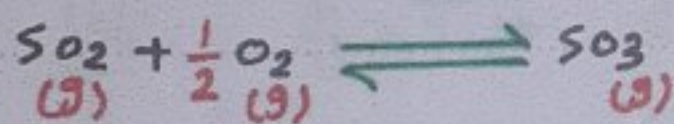
الجواب : c [ بسبب تساوي سرعة التفاعل المباشرة مع سرعة التفاعل العكسي ]

3- أحد المخطوط البيانية يمثل تغير تركيز مادة ناتجة في تفاعل متوازن

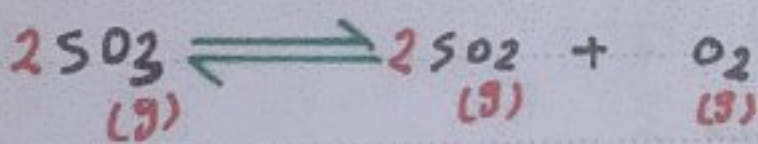


الجواب : b [ لأنه تركيز أي مادة ناتجة يزداد بدءاً من الصفر ثم يثبت عند الوصول لحالة التوازن ]

4- بفرض أنه (Kc) هو ثابت التوازن للتفاعل الممثل بالمعادلة الآتية



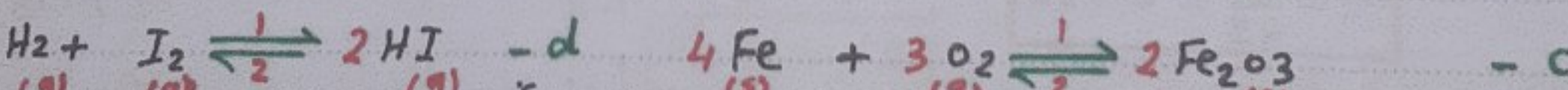
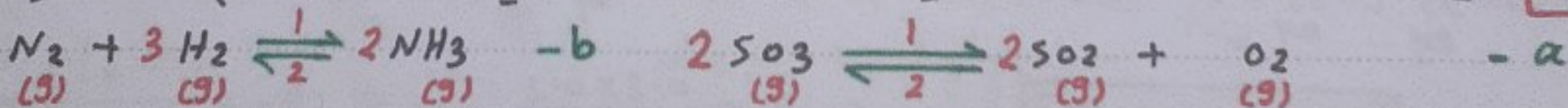
فما تكون قيمة ثابت التوازن (Kc) للتفاعل الآتي



ساوية :  
 a -  $2K_c$     b -  $\frac{1}{2K_c}$     c -  $\frac{1}{K_c^2}$     d -  $K_c^2$

الجواب : c [ لأن التفاعل الثاني ناتج عكس التفاعل الأول بعكسه وضربه بالعدد n=2 لذلك  $K_c' = \frac{1}{(K_c)^n} = \frac{1}{K_c^2}$  ]

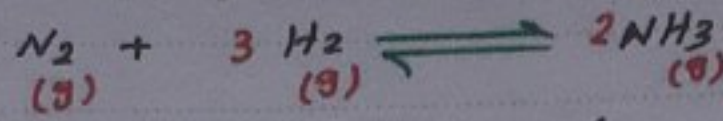
5- أي من التفاعلات المتوازنة الآتية سوف يرجح التفاعل العكسي فيه عند نقصان حجم الوعاء الذي يحدث فيه التفاعل



الجواب : a [ لأنه نقصان حجم الوعاء يؤدي لزيادة الضغط على المحللة فيرجح التفاعل باتجاه عدد المولات الغازية الأقل وهو التفاعل العكسي ]



6- أي من المتغيرات الآتية سوف يؤدي إلى زيادة كمية النادر في التفاعل المتوازن الآتي :



$$\Delta H = -91.54 \text{ KJ}$$

a - زيادة درجة الحرارة      b - خفض كمية  $N_2$       c - زيادة الضغط      d - إضافة حفاز

**الجواب : c** [لأن زيادة الضغط يرفع التفاعل باتجاه عدد المولات الغازية الأقل وهو الاتجاه لزيادة كمية النادر]  
ماتياً : أعط تفسيراً علمياً لكل مما يأتي :

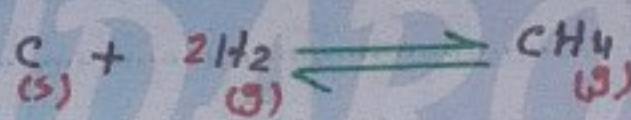
1- لا تستهلك المواد المتفاعلة كلياً في التفاعلات المتوازنة

**الجواب :** بسبب التفاعل العكس الذي يعوض ما يستهلكه من المواد الداخلة في كل لحظة لذلك عند التوازن تبقى كمية من المواد الداخلة في التفاعل (أي لا تستهلك كلياً).

2- إضافة حفاز تسرع الوصول إلى حالة التوازن

**الجواب :** لأنه الحفاز يسرع كلا التفاعلين المباشرين تسريعاً متساوياً فهو يسرع الوصول لحالة التوازن دون أنه يؤثر على ازدياد

3- في التفاعل الآتي



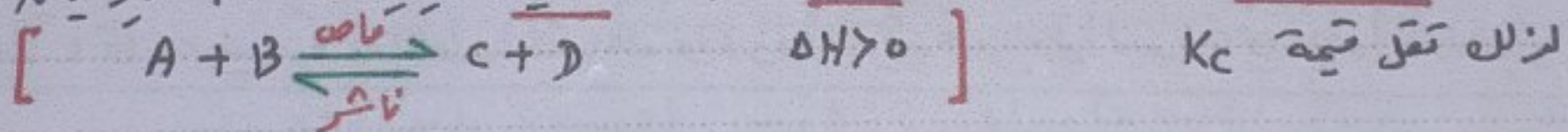
يرجع التفاعل المباشر بزيادة الضغط .

**الجواب :** لأن التفاعل المباشر هو الذي يحوي على عدد أقل من المولات الغازية فهو الذي ينقص من الضغط حسب قاعدة لوشاتولييه

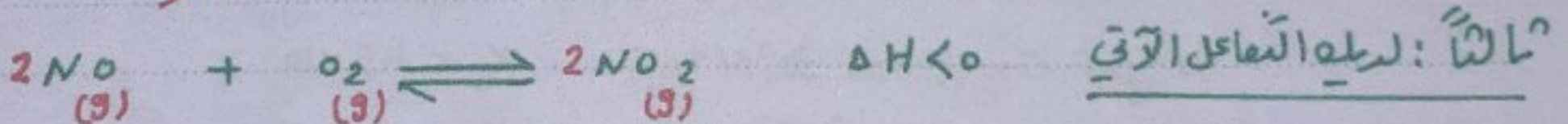
4- في التفاعل الماص للحرارة تقل قيمة ثابت التوازن عند خفض درجة الحرارة .

جاءت كمية المواد الداخلة

**الجواب :** لأنه خفض درجة الحرارة يرجع التفاعل النادر وهو التفاعل العكس الذي ينقص من الضغط ويزيد من المقام



لذلك تقل قيمة  $K_c$



1- أكتب عبارة ( $K_c$ )      2- أكتب عبارة ( $K_p$ )      3- أكتب العلاقة بين ( $K_p$ ) و ( $K_c$ )

4- بيّن تأثير خفض درجة الحرارة على حالة التوازن مع التفسير      5- بيّن تأثير إضافة حفاز على حالة التوازن وعلى قيمة  $K_c$

$$K_p = \frac{P(NO_2)}{P(NO)^2 P(O_2)} \quad -2$$

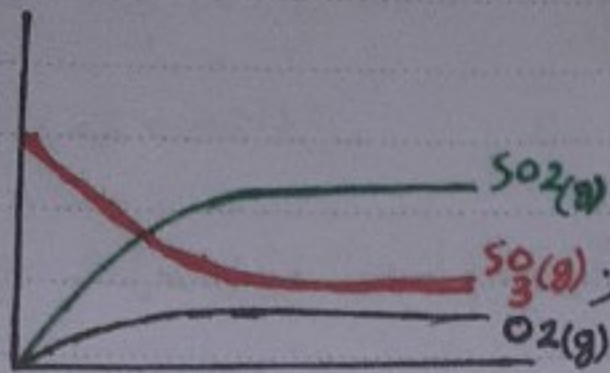
$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2 [O_2]} \quad -1$$

3-  $K_p = K_c (R \cdot T)^{\Delta n}$  حيث  $\Delta n = n_2 - n_1 = 2 - 3 = -1$        $K_p = \frac{K_c}{R \cdot T}$

4- بما أنه التفاعل ناشر للحرارة ( $\Delta H < 0$ )  $2NO + O_2 \xrightleftharpoons[\text{ماص}]{\text{ناشر}} 2NO_2$  لذلك خفض درجة الحرارة يرجع التفاعل النادر وهو التفاعل المباشر

5- المحفز لا يؤثر على ازاحة التوازن ولا على قيمة ثابت التوازن ، وتظهر أهميته في تسريع الوصول لحالة التوازن .

التركيز  
(mol.L<sup>-1</sup>)

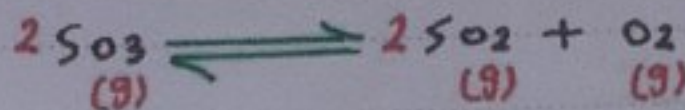


رابعاً : لدراسة الشكل المجاور الذي يمثل تفاعل متوازن :

المطلوب : 1- اكتب المعادلة المعبّرة عن التفاعل

2- عبارة ثابت التوازن بدلالة التراكيز

الزمن

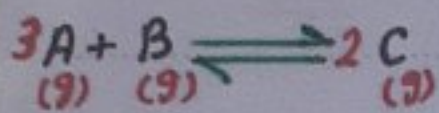


الجواب : 1-

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2}$$

2-

خامساً : قيمة قيم ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية في درجات حرارة مختلفة :



درجة الحرارة (°C)

300

400

قيمة ثابت التوازن  $K_p$

$4.34 \times 10^{-3}$

$1.64 \times 10^{-4}$

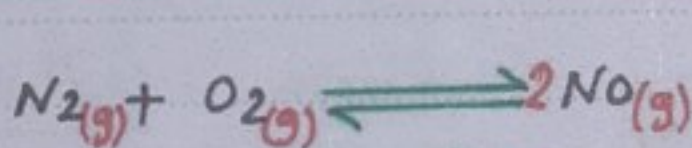
المطلوب : هل التفاعل ناشر للحرارة أم ماص للحرارة ، فسّر إجابتك

$$K_p = \frac{P_C^2}{P_A^3 \cdot P_B}$$

الجواب : علامة ثابت التوازننا بدلالة الضغوط الجزئية للتفاعل

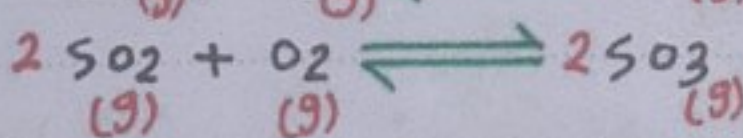
ووضع الجدول أنه بارتفاع درجة الحرارة تناقص  $K_p$  أي تناقص البسط وازداد المقام فالتفاعل ترسخ بالاتجاه العكسي الذي يجب أنه يكون ماصاً للحرارة . لذلك التفاعل ناشر للحرارة  $\Delta H < 0$

سادساً : قارن بين كمية المواد المتفاعلة والمواد الناتجة عند بلوغ التوازن في كل من التفاعلين الآتيين



$$K_c = 1.5 \times 10^{-10}$$

- a



$$K_c = 14 \times 10^2$$

- b

الجواب : a -  $K_c \ll 1$  فالتفاعل لا يحدث إلى حد كبير (مدى كبير) في الاتجاه العكسي لذلك عند حدوث

التوازن تكون كمية (NO) الناتجة عن التفاعل أقل بكثير من كمية كل من (N<sub>2</sub>) و (O<sub>2</sub>)

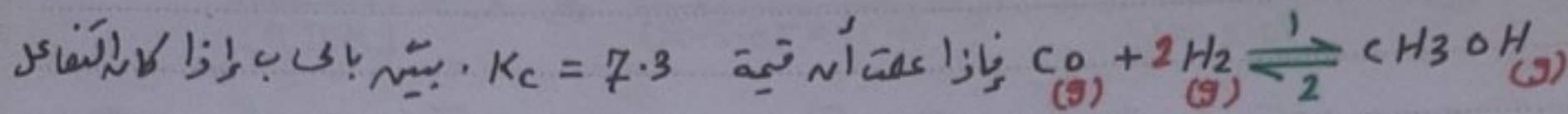
الداخلتان في التفاعل

b -  $K_c \gg 1$  يحدث التفاعل إلى حد (مدى) كبير في الاتجاه العكسي لذلك عند حدوث التوازن تكون

كمية (SO<sub>3</sub>) الناتجة عن التفاعل أكبر بكثير من كمية كل من (SO<sub>2</sub>) و (O<sub>2</sub>) الداخلتان في التفاعل

سابقاً : حل المسائل الآتية :

المسألة الأولى : وعاء حجمه (2L) يحتوي على (0.08 mol)  $CH_3OH(g)$  و (0.4 mol)  $H_2(g)$  و (0.2 mol)  $CO(g)$  يحدث التفاعل وفقاً للمعادلة :



بجالة توازن آتم لا . وإذا لم يكن بجالة توازن حدد التفاعل الراجح (المباشر أم العكسي) مع التفسير

الحل :  $C = \frac{n}{V}$   $[CH_3-OH] = \frac{0.08}{2} = 0.04$  في اللحظة (t) ،  $[CO] = \frac{0.2}{2} = 0.1$  mol.L<sup>-1</sup> في اللحظة (t)

$[H_2] = \frac{0.4}{2} = 0.2$  mol.L<sup>-1</sup> في اللحظة (t)

لتحسب حاصل التفاعل :  $Q = \frac{[CH_3-OH]}{[CO][H_2]^2}$   $Q = \frac{0.04}{(0.1)(0.2)^2}$   $Q = 10$

راضاً أنه  $Q > K_c$  فالنظام ليس في حالة توازن

ولكي يتكون التفاعل في حالة توازن يجب تصغير Q ويتم ذلك بأن يرجح التفاعل العكسي .

المسألة الثانية : عند درجة الحرارة (25°C) يحدث التفاعل المتوازن الآتي :  $H_2O(l) \rightleftharpoons H_2O(g)$  فإذا علمت أنه الضغط الجزئي  $P_{(H_2O)} = 0.0131$  atm المطلوب : حساب  $K_p$  لهذا التفاعل

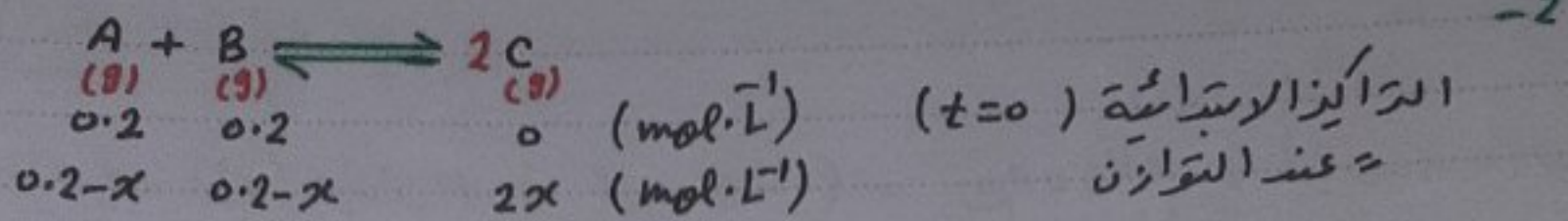
الحل : فقط  $K_p = P_{(H_2O)}$   $K_p = 0.0131$

المسألة الثالثة : مزج (2 mol) المادة (A) مع (2 mol) المادة (B) في وعاء سعته (10L) فيحدث التفاعل المتوازن الآتي  $A + B \rightleftharpoons 2C$  فإذا علمت أنه قيمة

ثابت سرعة التفاعل المباشر ( $K_1 = 6.6 \times 10^{-2}$ ) وقيمة ثابت سرعة التفاعل العكسي ( $K_2 = 2.2 \times 10^{-2}$ ) المطلوب حساب : 1- قيمة  $K_c$  ثم قيمة  $K_p$  2- تراكيز كل من المواد المتفاعلة والناتجة عند بلوغ التوازن

الحل : 1-  $C = \frac{n}{V}$   $[A]_0 = [B]_0 = \frac{2}{10} = 0.2$  mol.L<sup>-1</sup> وبالتالي  $K_c = \frac{K_1}{K_2} = \frac{6.6 \times 10^{-2}}{2.2 \times 10^{-2}} = 3$

$K_p = K_c (R \cdot T)^{\Delta n}$  حيث  $\Delta n = n_2 - n_1 = 2 - 2 = 0$   $K_p = K_c$   $K_p = 3$



$$\sqrt{3} = \frac{2x}{0.2-x} \quad \text{بالمجزة} \quad 3 = \frac{(2x)^2}{(0.2-x)^2} \Leftrightarrow K_c = \frac{(2x)^2}{(0.2-x)(0.2-x)} \Leftrightarrow K_c = \frac{[C]^2}{[A][B]}$$

$$2x + \sqrt{3}x = 0.2\sqrt{3} \Leftrightarrow 2x = 0.2\sqrt{3} - \sqrt{3}x \Leftrightarrow 2x = \sqrt{3}(0.2-x)$$

$$x = \frac{0.2\sqrt{3}}{2+\sqrt{3}} \quad \text{نضرب بسط والمقام بمرفعه المقام فنجد:} \quad \Leftrightarrow x(2+\sqrt{3}) = 0.2\sqrt{3}$$

$$x = 0.4\sqrt{3} - 0.6 \quad \Leftrightarrow x = \frac{0.4\sqrt{3} - 0.2 \times 3}{4-3} \quad \Leftrightarrow x = \frac{0.2\sqrt{3}(2-\sqrt{3})}{4-3}$$

$$x = 0.092 \text{ mol} \cdot L^{-1} \quad \Leftrightarrow x = 0.692 - 0.6 \quad \Leftrightarrow x = 0.4 \times 1.73 - 0.6$$

$$[A]_{eq} = [B]_{eq} = 0.108 \text{ mol} \cdot L^{-1} \quad \Leftrightarrow [A]_{eq} = [B]_{eq} = 0.2 - x = 0.2 - 0.092$$

$$[C]_{eq} = 0.184 \text{ mol} \cdot L^{-1} \quad \Leftrightarrow [C]_{eq} = 2x = 2 \times 0.092$$

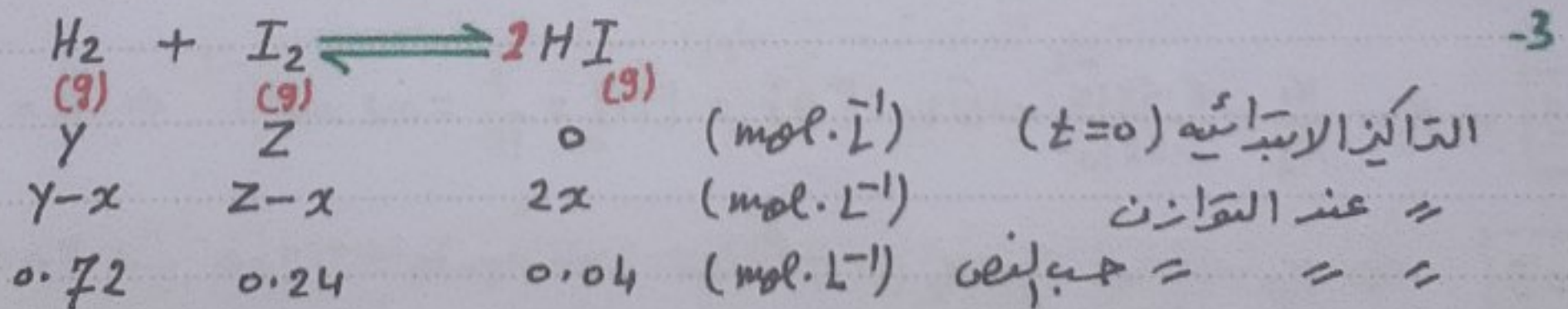
ملاحظة: لو كان  $K_1 = 8.8 \times 10^{-2}$  كانت التوجه أفضل حيث نجد أنه  $K_c = 4$  و  $K_p = 4$  ،  $[A] = [B] = 0.1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$  ،  $[C] = 0.2 \text{ mol} \cdot L^{-1}$  في وعاء حجمه (10 L) يحدث التفاعل المحس بالمعادلة المألة الرابعة:

عند بلوغ التوازن كان عدد مولات الهيدروجين (7.2 mol) وعدد مولات اليود (2.4 mol) وعدد مولات يوديد الهيدروجين (0.4 mol) والمطلوب حساب: 1- قيمة ثابت التوازن  $K_c$  2- قيمة ثابت التوازن  $K_p$  3- أصب التركيز الابتدائي للمواد المتفاعلة 4- اقرع طريقته لزيادة كمية (HI)

الحل: 1-  $c = \frac{n}{V}$   $[HI]_{eq} = \frac{0.4}{10} = 0.04 \text{ mol} \cdot L^{-1}$  ،  $[I_2]_{eq} = \frac{2.4}{10} = 0.24 \text{ mol} \cdot L^{-1}$  ،  $[H_2]_{eq} = \frac{7.2}{10} = 0.72 \text{ mol} \cdot L^{-1}$

$$K_c = 9.3 \times 10^{-3} \quad \Leftrightarrow K_c = \frac{(0.04)^2}{0.72 \times 0.24} \quad \Leftrightarrow K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

$$K_p = 9.3 \times 10^{-3} \quad \Leftrightarrow K_p = K_c (R \cdot T)^{\Delta n} \quad \Delta n = n_2 - n_1 = 2 - 2 = 0 \quad \text{حيث} \quad K_p = K_c (R \cdot T)^{\Delta n}$$



$$x = 0.02 \text{ mol} \cdot L^{-1} \quad \Leftrightarrow 2x = 0.04 \quad \text{بمطابقة الطرفين الأضربين نجد:}$$

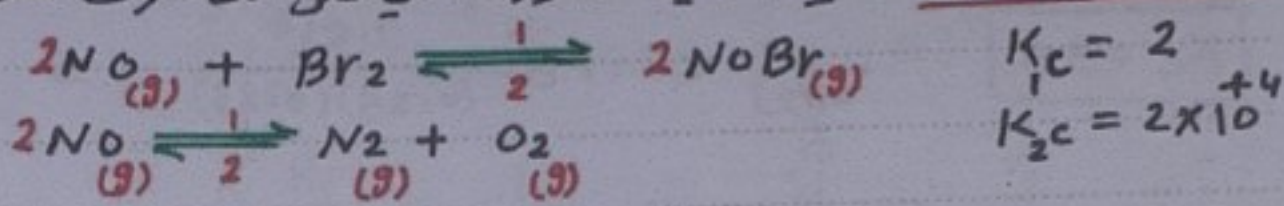
وبالمطابقة نجد أيضاً :  $y = 0.74 \Leftrightarrow y = 0.02 + 0.72 \Leftrightarrow y = x + 0.72 \Leftrightarrow y - x = 0.72$

$Z = [I_2] = 0.26 \text{ mol.L}^{-1} \Leftrightarrow Z = 0.02 + 0.24 \Leftrightarrow Z = x + 0.24 \Leftrightarrow Z - x = 0.24$  :  $\rightarrow \leftarrow \leftarrow$

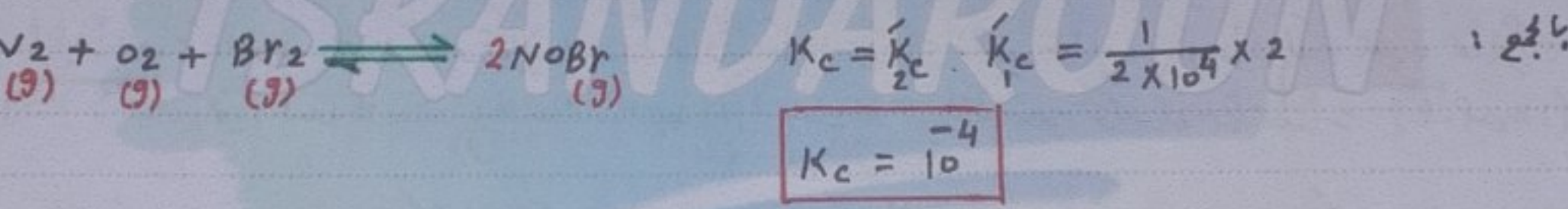
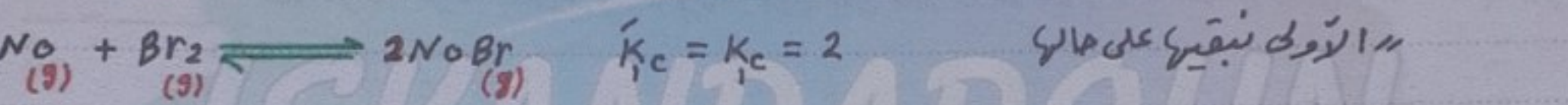
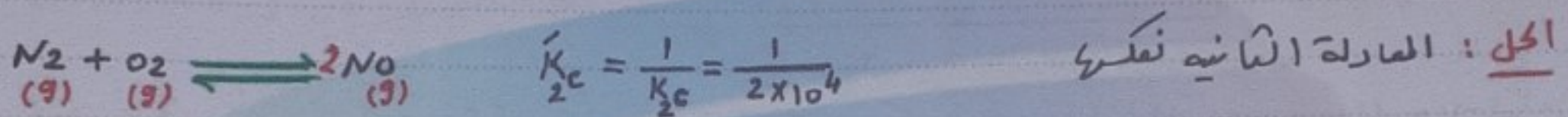
$y = [H_2] = 0.74 \text{ mol.L}^{-1}$

4 - زيادة كمية (HI) يجب أن يرجع التفاعل المباشر ويتم ذلك :  
 ① بزيادة كمية  $H_2$  ② بزيادة كمية  $I_2$  ③ بسبب (HI) موهما لتفاعل

المألة الخامسة : لكيه لدرية المعادلات التي تمثل التفاعلات المتوازنة الآتية عند الدرجة (298°K)

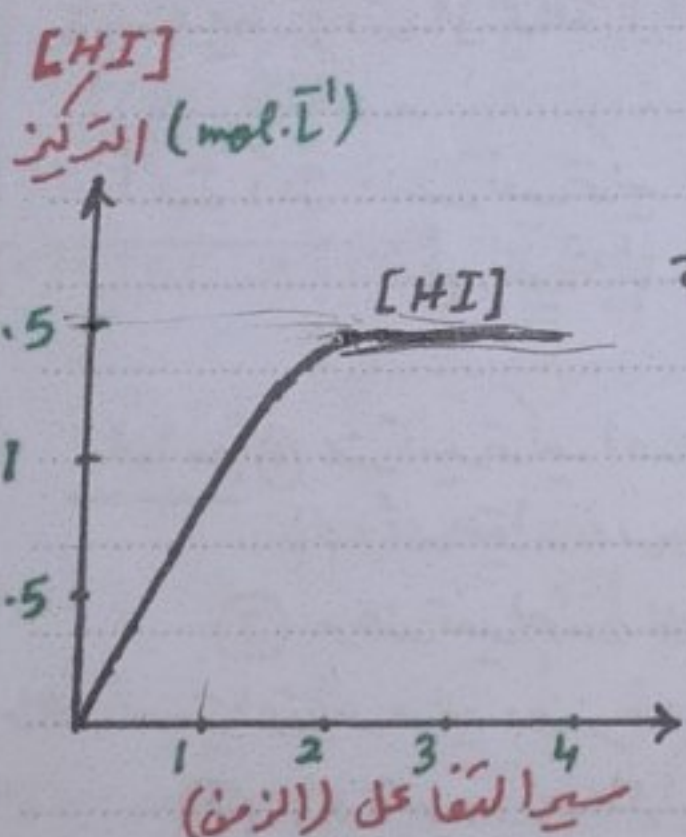


المطلوب : اكتب قيمة  $(K_c)$  ثم قيمة  $(K_p)$  للتفاعل الآتي :  
 $N_2_{(g)} + O_2_{(g)} + Br_2_{(g)} \rightleftharpoons 2NOBr_{(g)}$   
 علماً أنه  $R = 0.082 \text{ atm.L.mol}^{-1}.K^{-1}$



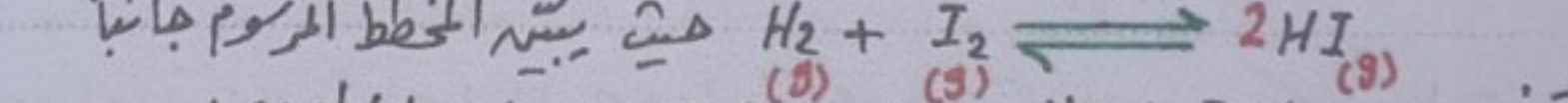
$K_p = \frac{K_c}{R \cdot T} \Leftrightarrow K_p = K_c (R \cdot T)^{-\Delta n} \Leftrightarrow \Delta n = n_2 - n_1 = 2 - (1+1+1) = -1$  حيث  $\Leftrightarrow K_p = K_c (R \cdot T)^{\Delta n}$

$K_p = 4.1 \times 10^{-6} \Leftrightarrow K_p = \frac{10^{-4}}{0.082 \times 298}$



المألة السادسة : تفاعل (1 mol) من بخار اليود مع (1 mol) من

غاز الهيدروجين في وعاء مغلق حجمه (1 L) وفق المعادلة



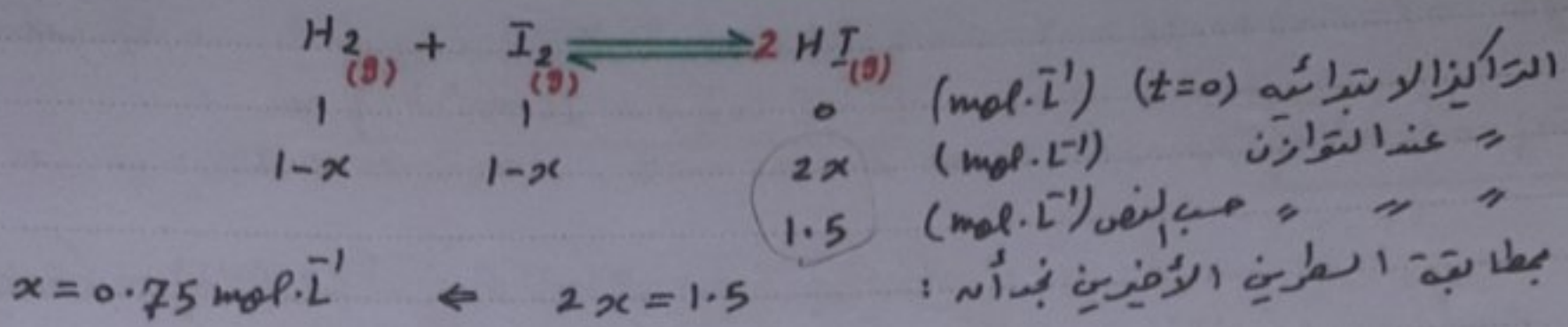
تغير عدد مولات يود الهيدروجين بمرور الزمن . المطلوب :

1 - اكتب تراكيز التوازن لكل من المواد المتفاعلة والناجثة

2 - قيمة ثابت التوازن  $K_c$

3 - ا رسم خطاً بيانياً يوضح تغير تركيز الهيدروجين بمرور الزمن

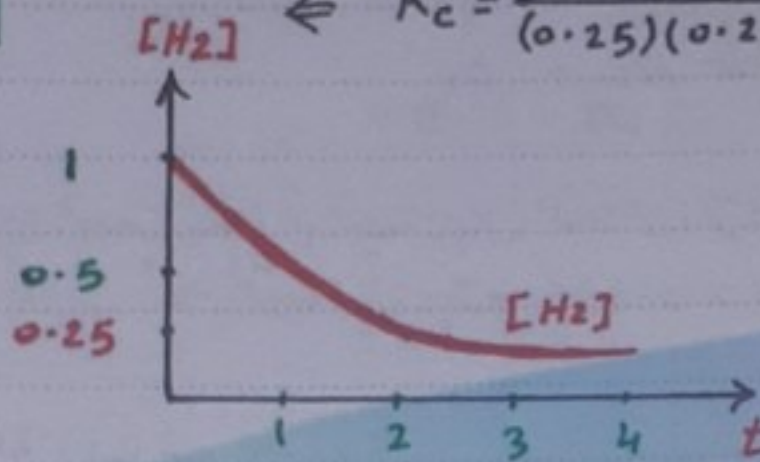
الحل : 1 -  $c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow [H_2]_0 = [I_2]_0 = \frac{1}{1} = 1 \text{ mol.L}^{-1}$   
 $[HI]_{eq} = 1.5 \text{ mol.L}^{-1}$



$$[H_2] = [I_2] = 0.25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \Leftrightarrow [H_2] = [I_2] = 1-x = 1-0.75$$

$$K_c = 36$$

$$K_c = \frac{(1.5)^2}{(0.25)(0.25)} \Leftrightarrow K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \quad -2$$



تغير ناقد: مع مرور معرفة تغير تركيز مادة واحدة هل يمكنه تحديد فيما إذا التفاعل وصل إلى حالة التوازن أم لا. ناقش إجابتك.

الجواب: نعم. لأن تغير تركيز إحدى مواد التفاعل يؤدي لتغير تركيز جميع مواد التفاعل. فمثلاً:  
 في التفاعل  $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$  ، إذا نقص تركيز ( $N_2$ ) بمقدار ( $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ) خلال

زمن معين سوف ينقص تركيز ( $H_2$ ) وخلال الزمن نفسه ( $3 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ) وسوف يزداد تركيز ( $NH_3$ ) وخلال الزمن نفسه ( $2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ). وبالتالي عندما يثبت تركيز إحدى مواد التفاعل سوف تثبت في نفس اللحظة تركيز جميع مواد التفاعل وعندئذ تتساوى سرعة التفاعل المباشرة مع سرعة التفاعل العكسي ويصل التفاعل لحالة التوازن.

أجب أنت: عند تغير تركيز أحد المواد أو تغير الضغط لا تتغير قيمة ثابت التوازن، بينما عند تغير درجة الحرارة تتغير قيمة ثابت التوازن. اجب في ذلك.

الجواب: ① عند تغير تركيز إحدى مواد التفاعل يؤدي لازاحة هذا التفاعل بالاجتاه الذي يعاكس هذا التغير إلى أنه سيتوازن مع جديد بتراكيز جديدة بحيث النسبة  $(\frac{\text{جدا تركيز المواد الناتجة}}{\text{الرافعة}})$  تبقى نفسا أي ( $K_c$ ) تبقى نفسه  
 ② وعند تغير الضغط المطبق على المزيج الغازي يؤدي لازاحة هذا التفاعل بالاجتاه الذي يعاكس هذا التغير إلى أنه سيتوازن مع جديد لضغوط جزئية جديدة بحيث النسبة  $(\frac{\text{جدا الضغوط الجزئية للمواد الناتجة}}{\text{الرافعة}})$  تبقى نفسا أي ( $K_p$ ) يبقى نفسه  
 ③ وعند تغير درجة الحرارة فإن التفاعل يتزاح بالاجتاه الذي يعاكس هذا التغير. فإذا انزاح بالاجتاه المباشر فإن ذلك يزيد من قيمة  $K_c$  ، وإذا انزاح بالاجتاه العكسي فإن ذلك ينقص من قيمة  $K_c$   
 أ: تغير التركيز أو تغير الضغط لا يغير من قيمة  $K_c$  أو  $K_p$ . بينما تغير درجة الحرارة يغير من قيمة ثابت التوازن.

« أسئلة الوحدة الثالثة »

أولاً : اخترا لإجابة الصحيحة لكل مما يأتي :

1- في التفاعل الآتي :  $A + 2B \rightarrow$  نواتج : عندما يزداد حجم الوعاء مرتين فإن سرعة التفاعل  
 a - تنخفض أربع مرات    b - تنخفض ثمان مرات    c - تزداد مرتين    d - تزداد أربع مرات

الجواب : ب لأنه عندما يزداد حجم وعاء التفاعل مرتين فإن التركيز يصبح نصف ما كانت عليه وبالتالي :  
 $v_1 = K[A][B]^2$  (قبل زيادة الحجم) ،  $v_2 = K(\frac{[A]}{2})(\frac{[B]}{2})^2 = \frac{1}{8}v_1$  (بعد زيادة الحجم)

2- أي من التفاعلات الآتية تكون فيه النسبة  $\frac{K_p}{K_c}$  أبداً :  
 a -  $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$     b -  $CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2$     c -  $H_2 + S \rightleftharpoons H_2S$     d -  $Ni(CO)_4 \rightleftharpoons Ni + 4CO$

الجواب : d لأن  $\frac{K_p}{K_c} = (R \cdot T)^{\Delta n} \Leftrightarrow K_p = K_c (R \cdot T)^{\Delta n}$  فمن أجل لإجابة (d) فإن  $\Delta n = n_2 - n_1 = 2 - 0 = 2$  وهي أكبر من  $(\Delta n)$  لباقي الإجابات

3- يمزج  $(0.1 \text{ mol})$  من A مع  $(0.1 \text{ mol})$  من B في وعاء سعته  $(1 \text{ L})$  فنكون قيمة  $K_c$  تساوي  $10^{-3}$  للتفاعل المتوازن الآتي :  
 $A + 2B \rightleftharpoons 2C$

الجواب : d لأن  $c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow [A] = [B] = \frac{0.1}{1} = 0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ،  $[C] = \frac{n}{V}$  عند التوازن  
 a -  $[C] = 2[B]$     b -  $[C] = [B]$     c -  $[C] > [B]$     d -  $[C] < [B]$

الجواب : d لأن  $K_c = 10^{-3} \ll 1$  فالنظام لا يحدث سوى كمية قليلة جداً من B وهي  $(2x)$  قليلة جداً وبالتالي الكمية المتبقية من B كبيرة جداً بالمقارنة مع الكمية المتكلمة من C (وهي  $2x$ )  
 وبالتالي الكمية المتبقية من B كبيرة جداً بالمقارنة مع الكمية المتكلمة من C (وهي  $2x$ )  
 لذلك الكمية المتفاعلة من B وهي  $(2x)$  قليلة جداً وبالتالي الكمية المتبقية من B كبيرة جداً بالمقارنة مع الكمية المتكلمة من C (وهي  $2x$ )

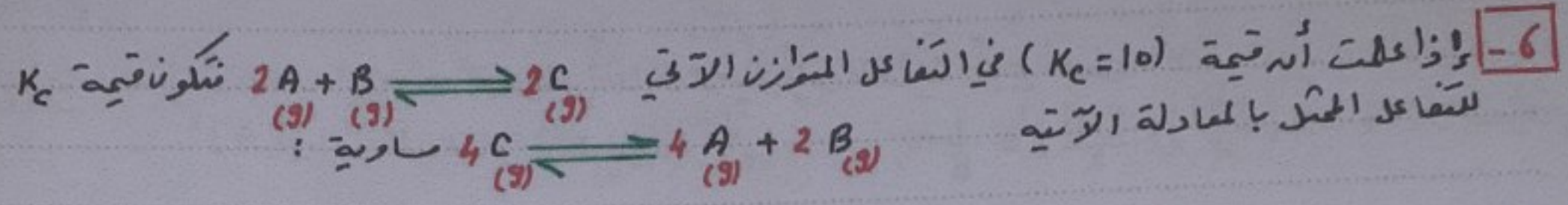
ملاحظة : كما نرى من حساب  $x$  بتبسيطه علاقة ثابت التوازن  $(K_c)$  ونرى  $[C]$  ،  $[B]$  ونرى  $[C] < [B]$  ولكن أخطاء حساب  $x$  تنحصر على معادلة من الدرجة الثانية أرقامها سيئة جداً

4- يحدث التفاعل الآتي في الغلاف الجوي :  
 $NO + O_3 \rightarrow NO_2 + O_2$  المرحلة الأولى ذات تفاعل بطيء  
 $O_3 \rightarrow O_2 + O$  المرحلة الثانية = سريع  
 $NO + O \rightarrow NO_2$  المرحلة الأولى يتم على عدة مراحل وبالتالي سرعة هي سرعة المرحلة الأبطأ  
 a -  $v = K[NO][O]$     b -  $v = K[O_3]$     c -  $v = K[NO][O_3]$     d -  $v = K[NO][O_3][O]$

الجواب : b لأنه التفاعل غير أولي يتم على عدة مراحل وبالتالي سرعة هي سرعة المرحلة الأبطأ

- 5- أصد العبارات الآتية صحيحة عند حدوث التوازن في التفاعل الكيميائي :
- a - يتوقف التفاعل المباشري فقط
  - b - يتوقف التفاعل العكسي فقط
  - c - تتأري قيمة ثابت سرعة التفاعل المباشري مع قيمة ثابت سرعة التفاعل العكسي
  - d - سرعة التفاعل المباشري مع سرعة التفاعل العكسي

الجواب : d



- a - 0.1
- b - 20
- c - 0.01
- d - 100

الجواب : c

المعادلة الثانية ناتجة من المعادلة الأولى بعكس ثم مضاعفتها (ضرباً بـ 2). لذلك نتيجة العكس فإن  $K_c = \frac{1}{K_c} = \frac{1}{10} = 0.1$  ، ونتيجة التضغيف فإن  $K_c = (K_c)^2 = (0.1)^2 = 0.01$

ثانياً : اعط تفسيراً علمياً لكل مما يأتي :

- 1- في التفاعل الناشر للحرارة تقل قيمة ثابت التوازن عند زيادة درجة الحرارة.
- الجواب : في التفاعل الناشر  $\Delta H < 0$  وعند رفع درجة الحرارة يرجح التفاعل العكسي (المماهي) الذي يتفق مع درجة الحرارة حسب قاعدة لوشاتولييه [ وبالتالي تقل تراكيز المواد الناتجة (البسط) وتزداد تراكيز المواد الداخلة (المقام) ]. لذلك تقل قيمة  $K_c$ .
- 2- التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط منخفضة تفضل وإلى أنه تكون سريعة.
- الجواب : لأنه عدد الجزيئات التي طاقتها أكبر أو تساوي طاقة التنشيط يكون كبيراً مما يزيد من عدد التصادمات الفعالة.
- 3- يحترق البروبان بسرعة أكبر من احتراقه البنان في الشروط المتماثلة.
- الجواب : لأنه مجموع طاقات الروابط المتفككة في تفاعل احتراق البروبان
- $$C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$$
- أقل من البنان
- $$C_5H_{12} + 8O_2 \rightarrow 5CO_2 + 6H_2O$$
- حيث تزداد سرعة التفاعل كلما قلت قيمة طاقة روابط المواد المتفاعلة.
- والسبب هو أنه عدد روابط (C-C) 6 ، (C-H) في البروبان أقل فيحتاج إلى طاقة أقل.
- 4- بعض التصادمات ينتج عنها تفاعل كيميائي وليس جميعها.
- الجواب : لأنه هناك تصادمات فعالة (ينتج عنها تفاعل) ، وهناك تصادمات غير فعالة (لا ينتج عنها تفاعل) وهذا يتوقف على الوضع الفراغي لدمج المواد المتفاعلة وعلى مدى امتلاكها لطاقة التنشيط.

مثالاً : أجب عن الأسئلة الآتية :

1- اكتب التفاعل المتوازن الآتي  $\Delta H > 0$

$$H_2O_2 \rightleftharpoons H_2O + \frac{1}{2} O_2 \quad K_p$$

المطلوب : a - أكتب عبارة  $K_p$

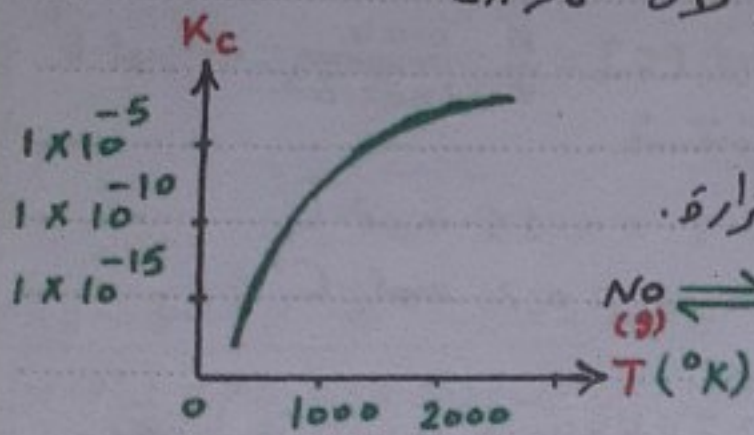
b - اشرح طريقة لزيادة قيمة ثابت التوازن مع التفسير.



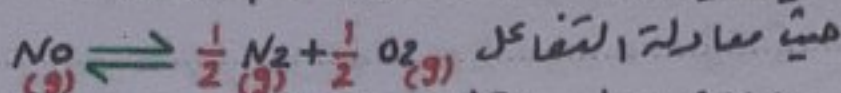
$$K_p = \frac{P_{(H_2O)} \cdot P_{(O_2)}^{\frac{1}{2}}}{P_{(H_2O_2)}}$$

الجواب : a -

b - لزيادة قيمة  $K_c$  يجب أن يرجح التفاعل المباشر رغم ذلك برغم درجة الحرارة لأن  
رغم درجة الحرارة ترجح التفاعل الماص (المباشر) لأن  $\Delta H > 0$

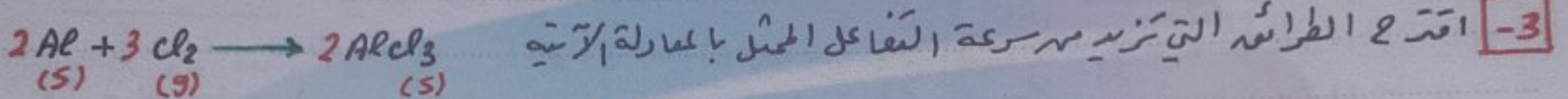


2- لديه الخط البياني الآتي الذي يمثل قيم مختلفة لنسبة التوازن  $K_c$   
بدلالة درجة الحرارة. المطلوب : بيئه فيما إذا كان التفاعل ناشراً ماصاً للحرارة.



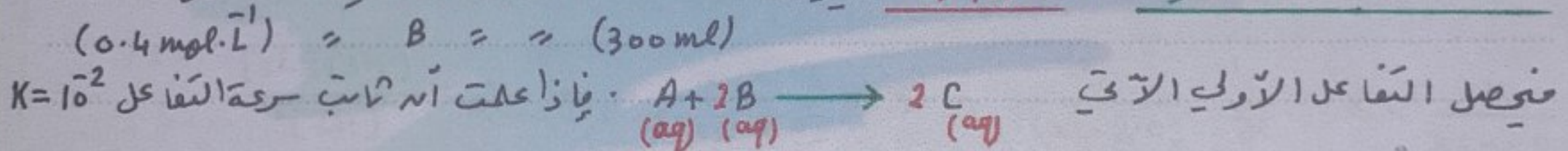
الجواب : واضح من الخط البياني أنه  $(K_c)$  يزداد بارتفاع درجة الحرارة  
أي أنه رغم درجة الحرارة يرجح التفاعل المباشر

الذي يزيد منه تراكيز المواد الناتجة وينقص منه تراكيز المواد الداخلة فتزداد  $(K_c)$ .  
ولأن رغم درجة الحرارة ترجح التفاعل الماص الذي ينقص منه درجة الحرارة حسب قاعدة لو شاتولييه  
نتج : أنه الاتجاه المباشر هو الاتجاه الماص للحرارة. فالتفاعل ماص للحرارة  $\Delta H > 0$



الجواب : 1) بزيادة كمية  $Cl_2$  2) بزيادة سطح المعرض للتفاعل (سطح القماش) باستخدام برادة  $Al$  بدلًا من قطعة  
3) برغم درجة حرارة التفاعل 4) بإضافة حفاز له.

رابعاً : هل المسائل الآتية : المسألة الأولى : ميزج



المطلوب حساب : 1- سرعة التفاعل الابتدائية 2- سرعة التفاعل بعد زمن سبب كل فيه  $(0.04 \text{ mol})$  من المادة C

الحل : 1- عند مزج محلوليه يزداد الحجم وتتساوى التراكيز أما عدد مولات مواد التفاعل فلا تتغير.

لذلك يجب أولاً حساب التراكيز الجديدة لكل من المواد A ، B كما يأتي :  
(عدد مولات المادة بعد مزج المحلولين)  $n = \bar{n}$  (عدد مولات المادة قبل مزج المحلولين)

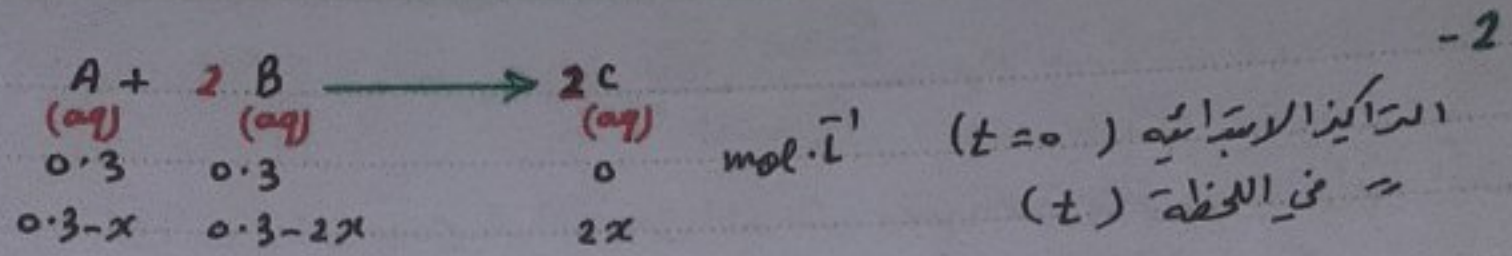
$$c \cdot v = \bar{c} \cdot \bar{v}$$

$$\text{حيث } \bar{v} = v_1 + v_2 = 100 + 300 = 400 \text{ ml (حجم المزج - بح التفاعلي)}$$

$$\text{لمادة A : } [A]_0 = \bar{c} = 0.3 \text{ mol} \cdot L^{-1} \leftarrow 1.2 \times 100 \times 10^{-3} = \bar{c} \times 400 \times 10^{-3}$$

$$\text{B : } [B]_0 = \bar{c} = 0.3 \text{ mol} \cdot L^{-1} \leftarrow 0.4 \times 300 \times 10^{-3} = \bar{c} \times 400 \times 10^{-3}$$

$$v_0 = 2.7 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1} \leftarrow v_0 = 10^{-2} (0.3)(0.3)^2 \leftarrow v_0 = K[A]_0[B]_0^2$$



وبما أن [C] في أية لحظة (t) هو 2x .  $[C] = \frac{n}{V} = \frac{0.04}{400 \times 10^{-3}} = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$  في اللحظة (t)

نتبع أنه  $x = 0.05 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow 2x = 0.1$

$[A] = 0.3 - x = 0.3 - 0.05 = 0.25 \text{ mol.L}^{-1}$  في اللحظة (t)  
 $[B] = 0.3 - 2x = 0.3 - 2 \times 0.05 = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$  في اللحظة (t)

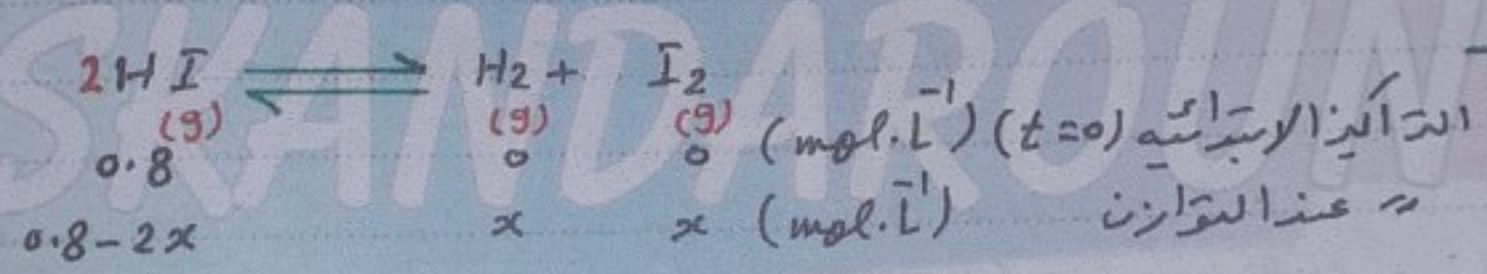
وتنص سرعة التفاعل في تلك اللحظة (t) :  $V = k[A][B]^2$

$V = 10^{-2} (0.25)(0.2)^2 \Rightarrow V = 1 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

واضح أنه  $V < V_0$  وهذا يؤكد أنه سرعة التفاعل تكون عظمى في بداية التفاعل ثم تتناقص مع مرور الزمن

المألة الثانية: تتفكك يوديد هيدروجين وفق المعادلة  $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$  فإذا كان التركيز الابتدائي  $[HI] = 0.8 \text{ mol.L}^{-1}$  وقيمة ثابت التوازن  $K_c = \frac{1}{36}$  والمطلوب حساب:

١- تركيز كل من المواد الثابت عند التوازن ٢- النسبة المئوية المتفككة من HI عند التوازن



الحل:  $K_c = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} \Rightarrow K_c = \frac{x \cdot x}{(0.8-2x)^2} \Rightarrow \frac{1}{36} = \frac{x^2}{(0.8-2x)^2}$  بالجذر  $\frac{1}{6} = \frac{x}{0.8-2x}$

$6x = 0.8 - 2x \Rightarrow x = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$

$[H_2] = [I_2] = x = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$  eq  
 $[HI] = 0.8 - 2x = 0.8 - 2 \times 0.1 = 0.6 \text{ mol.L}^{-1}$  eq

٢- كل  $0.8 \text{ mol.L}^{-1}$  من HI تتفكك من  $0.2 \text{ mol.L}^{-1}$   $2x = 2 \times 0.1 = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$

$\gamma = \frac{0.2}{0.8} \times 100 = 25\%$

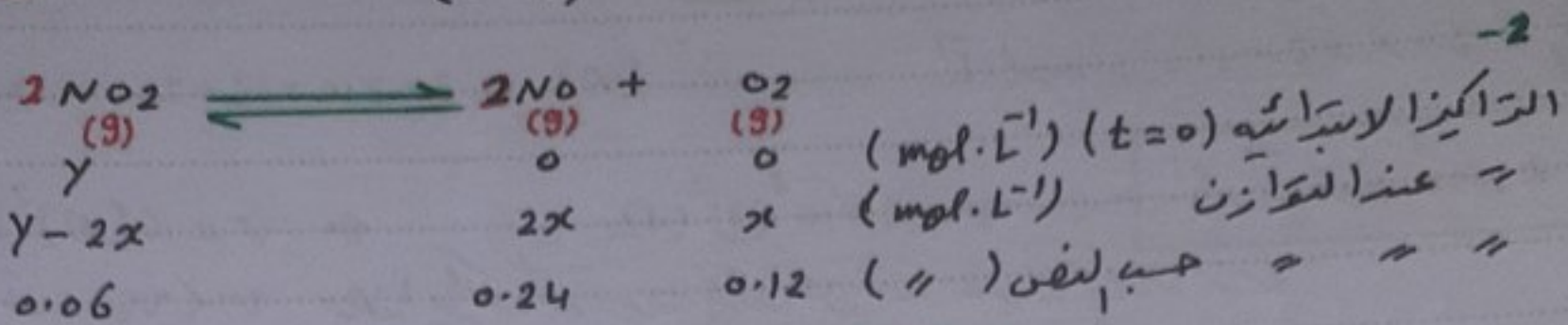
$\gamma = 25 \text{ mol.L}^{-1}$  النسبة المئوية المتفككة من HI حتى الوصول لحالة التوازن هي 25%

أو:  $25\% = \frac{\text{النسبة المئوية المتفككة}}{\text{الكمية المتفككة}} \times 100 = \frac{2x}{0.8} \times 100$  النسبة المئوية المتفككة من HI = 25%

المألة الثالثة: يدلي التفاعل المتوازن الآتي:  $2NO_2 \rightleftharpoons 2NO + O_2$  فإذا علمت أنه تركيز التوازن بعاصدة  $0.12 \text{ mol.L}^{-1}$  هي  $NO$  و  $0.24 \text{ mol.L}^{-1}$  هي  $O_2$  والمطلوب حساب:

١- قيمة  $K_c$  ٢- التركيز الابتدائي لغاز  $[NO_2]$  ٣- النسبة المئوية المتفككة من غاز  $NO_2$  عند بلوغ التوازن

$$K_c = 1.92 \quad \Leftrightarrow \quad K_c = \frac{(0.24)^2 (0.12)}{(0.06)^2} \quad \Leftrightarrow \quad K_c = \frac{[NO]^2 [O_2]}{[NO_2]^2} \quad \text{الحل: 1-}$$



بمطابقة الطرفين الأخرين نجد  $x = 0.12 \text{ mol.L}^{-1}$  وذلك  $y = 0.06 + 2x \Leftrightarrow y - 2x = 0.06$

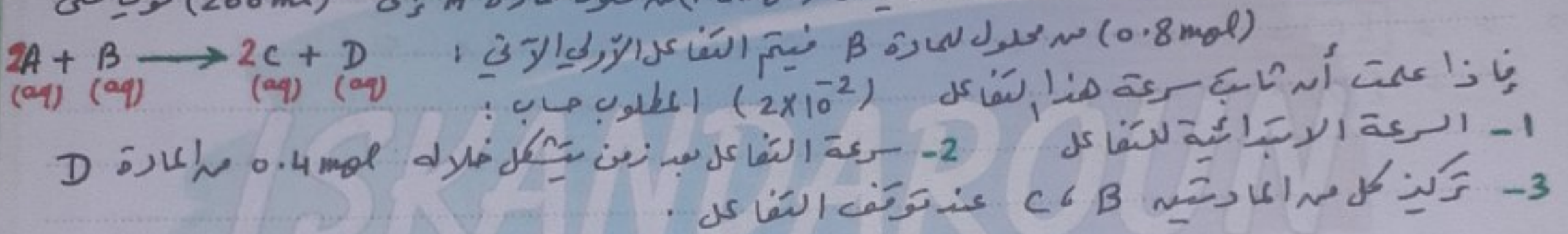
$$[NO_2] = y = 0.3 \text{ mol.L}^{-1} \quad \Leftrightarrow \quad y = 0.06 + 2(0.12)$$

$$80\% = NO_2 \text{ النسبة المئوية المتقللة من } NO_2 = \frac{\text{القيمة المتقللة}}{\text{القيمة الابتدائية}} \times 100 = \frac{2x}{y} \times 100 \quad \text{3-}$$

$$80\% = NO_2 \text{ النسبة المئوية المتقللة من } NO_2 = \frac{2x \cdot 0.12}{0.3} \times 100$$

## المسئلة الرابعة:

يضاف (200ml) كحوي على (1.2mol) محلول المادة A إلى (200ml) كحوي على



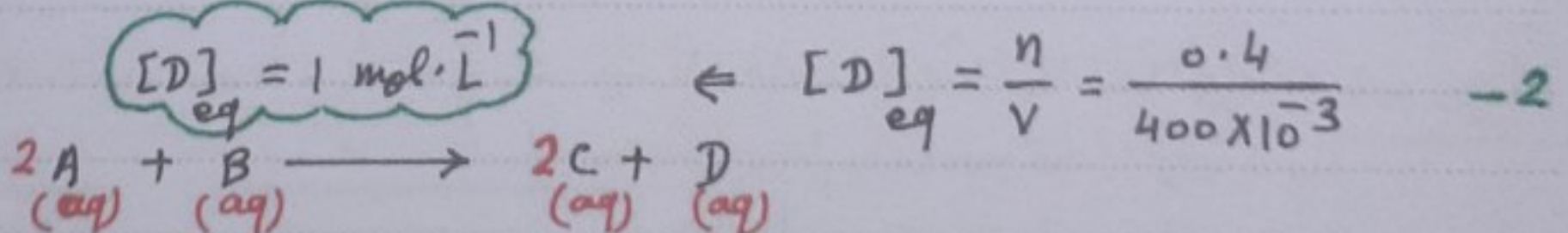
الحل: 1- بعد الإضافة يصبح الحجم الكلي للمحلول  $V = V_1 + V_2 = 200 + 200 = 400 \text{ ml}$

لحساب التركيز الابتدائي للمادتين A، B في المحلول الناتج بعد الإضافة:

$$[B]_0 = 2 \text{ mol.L}^{-1} \quad \Leftrightarrow \quad [B]_0 = \frac{0.8}{400 \times 10^{-3}} \quad , \quad [A]_0 = 3 \text{ mol.L}^{-1} \quad \Leftrightarrow \quad [A]_0 = \frac{1.2}{400 \times 10^{-3}}$$

$$v_0 = 36 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} \quad \Leftrightarrow \quad v_0 = 2 \times 10^{-2} (3)^2 (2) \quad \Leftrightarrow \quad v_0 = K [A]^2 [B]$$

ملاحظة: كما أنه يمكن حساب تركيز كل مادة في محلولها ثم حساب تركيز كل مادة في المحلول الناتج بعد الإضافة باعتبار أنه جميع محلول كل مادة قد تضاعف مرتين فبالتالي تركيز كل مادة يصبح نصف ما كان عليه.



$$[D]_{eq} = 1 \text{ mol.L}^{-1} \quad \Leftrightarrow \quad [D]_{eq} = \frac{n}{V} = \frac{0.4}{400 \times 10^{-3}} \quad \text{2-}$$

بمطابقة الطرفين الأضربين نجد أنه

$$x = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[B]_{eq} = 2 - x = 2 - 1 = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[A]_{eq} = 3 - 2x = 3 - 2 \times 1 = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$v = 2 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\Leftrightarrow v = 2 \times 10^{-2} (1)^2 (1)$$

$$\Leftrightarrow v = k[A]^2[B]$$

واضح أنه  $v < v_0$  وهذا يؤكد أنه سرعة التفاعل تتناقص مع مرور الزمن.

$$v = 2 \times 10^{-2} (3 - 2x)^2 (2 - x) \Leftrightarrow v = k[A]^2[B] \quad -3$$

$$0 = 2 \times 10^{-2} (3 - 2x)^2 (2 - x)$$

$$\Leftrightarrow v = 0$$

وعند توقف التفاعل تصبح

$$x = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

ولأن  $2 \times 10^{-2} \neq 0$  فإما أنه يكون:  $2 - x = 0$ وبالتالي:  $[A] = 3 - 2x = 3 - 2 \times 2 = -1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  وهو احتمال مرفوض لأن التركيز لا يمكنه أن يكون سالباً

$$x = 1.5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Leftrightarrow 3 = 2x \Leftrightarrow 3 - 2x = 0 \Leftrightarrow (3 - 2x)^2 = 0$$

$$[A] = 3 - 2x = 3 - 2 \times 1.5 = 0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[B] = 2 - x = 2 - 1.5 = 0.5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[C] = 2x = 2 \times 1.5 = 3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[D] = x = 1.5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

ISKANDAROUN