القيمة الأسبوعية

المعيـــــار 20.2

الأهداف: على الطالب أن	المصطلحات الأساسية
❖ تحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل K من معرفة سرعته وتراكيز المواد المتفاعلة والرتبة. ❖ تستنتج وحدات ثابت سرعة التفاعل من رتبته. ❖ تستنتج رتبة التفاعل من الرسم البياني	قانون سرعة التفاعل Reaction rate law رتبة التفاعل order of reaction ثابت سرعة التفاعل Reaction rate constant

الواجب

المعيـــــار 20.2

تدريب

1- حدد رتبة كل من التفاعلات التالية:

a) $NO_{(g)} + O_{3(g)} \rightarrow NO_{2(g)} + O_{2(g)}$

سرعة التفاعل = $k[NO]\,[O_3]$

---

b) $CH_3CHO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} + CO_{2(g)}$

سرعة التفاعل = $k[CH_3CHO]^2[O_2]$

2- إذا كانت رتبة التفاعل من الدرجة الثانية بالنسبة لغاز NO ومن الدرجة الأولى بالنسبة لغاز H2 أجب عن الأسئلة التالية:-

$$2NO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

A. اكتب قانون سرعة التفاعل.

B. ما رتبة التفاعل الكلية؟

C. ما وحدات سرعة التفاعل؟

D. ماذا يحدث لسرعة التفاعل إذا تضاعف تركيز NO وبقى التركيز H_2 ثابتاً؟

E. ماذا يحدث لسرعة التفاعل إذا تضاعف تركيز H2 وبقى تركيز NO ثابتاً؟

مثال (2):-

يبين الجدول الآتي النتائج العملية لدراسة سرعة التفاعل:

$$2NO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2NOCl_{(g)}$$

رقم التجربة	$[Cl_2]$ $mol\ L^{-1}$	$[NO]$ $mol\ L^{-1}$	سرعة التفاعل $10^{-7}\ mol\ L^{-1}S^{-1}$
1	0.01	0.005	1.23
2	0.01	0.01	2.46
3	0.02	0.01	9.84

ما هي رتبة التفاعل بالنسبة لكل من Cl_2 و NO؟ وما هي رتبة التفاعل الكلية؟

احسب قيمة ثابت السرعة K وبين وحدته.

الحل:- تلاحظ في التجربتين (1) و (2) أنه عند مضاعفة تركيز NO وبقاء تركيز Cl_2 ثابتاً فإن سرعة التفاعل تتضاعف مرة واحدة أي أن رتبة التفاعل بالنسبة لمركب NO= 1

وفى التجربتين (2) و (3) عند مضاعفة تركيز Cl_2 وبقاء تركيز NO ثابتاً فإن السرعة تتضاعف أربعة مرات أي رتبة التفاعل بالنسبة لمادة Cl_2 = 2 فيكون قانون سرعة التفاعل.

$$\mathbf{Rate = K[Cl_2]^2[NO]}$$

لحساب قيمة ثابت المعدل K نعوض قيم التركيز والسرعة في التجربة (1)

$$\mathbf{10^{-7} = K\ (0.005)\ (0.01)^2 \times 1.23}$$

$$\mathbf{K = 0.246\ mol^{-2}L^{-2}S^{-1}}$$

كيف نعرف رتبة تفاعل بالنسبة لمادة معينة؟

يمكن معرفة رتبة التفاعل بالنسبة لمادة معينة بطريقتين هما:-

أولاً: تقارن سرعة التفاعل في تجربتين لهذه المادة حيث يكون تركيز المواد المتفاعلة الأخرى ثابتاً في حين يتم مضاعفة التركيز للمادة المتفاعلة المراد معرفة رتبتها ،

فإذا تضاعفت سرعة التفاعل مرة واحدة يكون التفاعل من **الرتبة الأولى** بالنسبة لهذه المادة.

وإذا تضاعفت السرعة أربع مرات يكون التفاعل من **الرتبة الثانية** بالنسبة لهذه المادة.

أما إذا لم تتغير السرعة عند مضاعفة التركيز للمادة فتكون رتبة التفاعل صفر بالنسبة لهذه المادة.

ومن معرفة رتبة التفاعل بالنسبة لكل مادة متفاعلة ، يمكن معرفة

رتبة التفاعل الكلية :-

(هي مجموع رتب التفاعل لجميع المتفاعلات).

التقويم البنائي

أجيبي علي سؤال 2 (d-e) صفحة 88 بالكتاب المدرسي

يمكن أيضاً استخدام الوحدات التالية للتركيز:

mol L^{-1} or mol/L

mold m^{-3} or mol/dm^3

1L = 1 dm^3 = 1000 ml

حيث أن:

الجدول التالي يوضح وحدات ثابت معدل التفاعل حسب الرتبة الكلية للتفاعل:

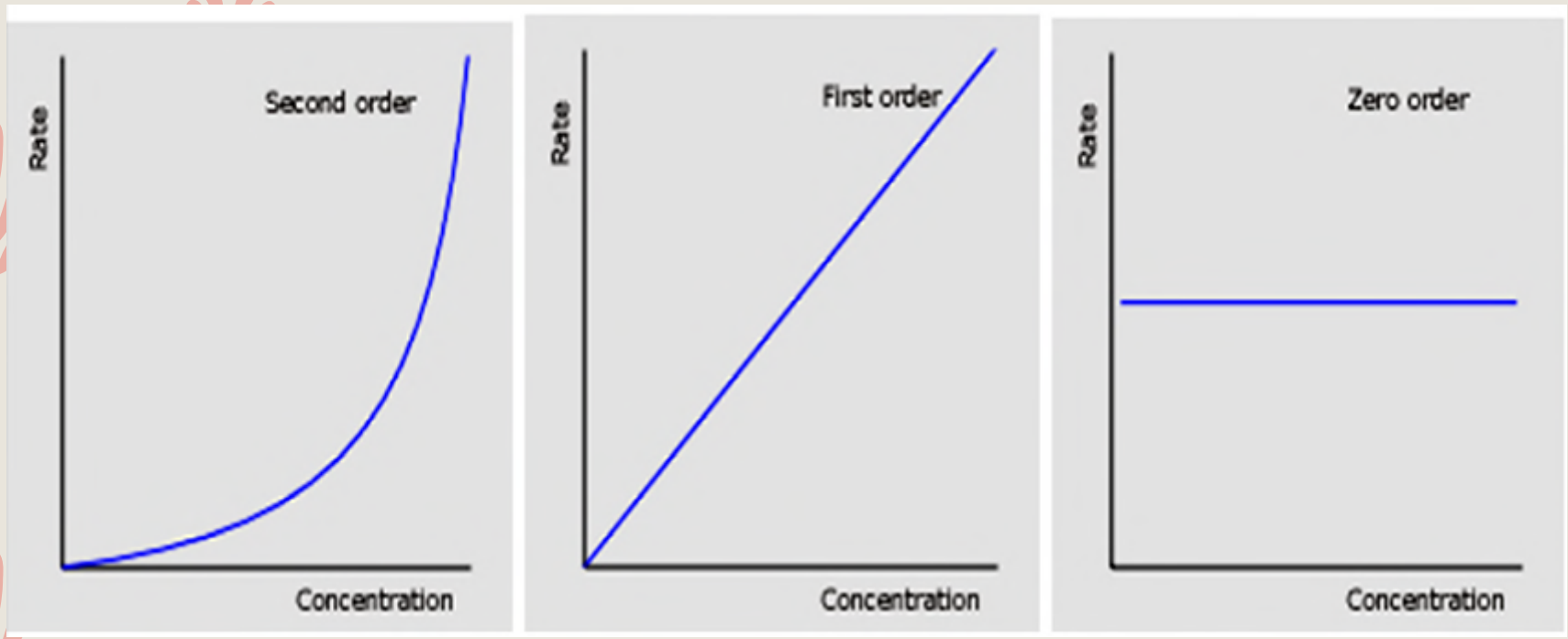
الرتبة الكلية للتفاعل	وحدة ثابت معدل التفاعل (K)
صفر	mol $L^{-1}S^{-1}$
الأولى	s^{-1}
الثانية	mol^{-1} L S^{-1}
الثالثة	mol^{-2} L S^{-1}

التقويم البنائي

أجيبي علي سؤال Cصفحة 88 و سؤال 6 ص 115

ثانياً: بالرسومات البيانية

أ-العلاقة البيانية بين تراكيز المواد المتفاعلة وسرعة التفاعل كالرسم البيانى الموضح التالى:

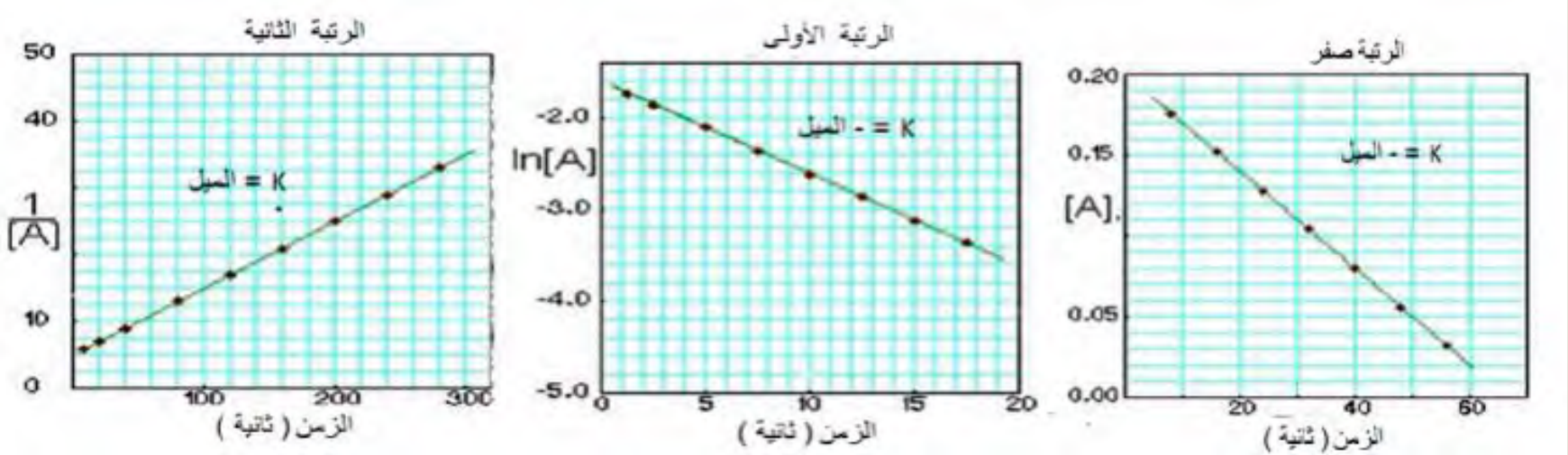


ب-تركيز المادة المتفاعلة والزمن:

فإذا حصلنا على خط مستقيم كانت الرتبة صفر.

وإذا لم نحصل على خط مستقيم نرسم العلاقة بين **الزمن واللوغاريتم الطبيعي (ln) للتركيز** فإذا حصلنا على خط مستقيم كان التفاعل من الرتبة الأولى.

وإذا لم نحصل على خط مستقيم نرسم العلاقة بين **الزمن ومقلوب التركيز** فإذا حصلنا على خط مستقيم كان التفاعل من الرتبة الثانية. ويمكن معرفة الرتبة وثابت سرعة التفاعل K كما في الرسوم البيانية التالية:



شكل (2-7) العلاقة بين تركيز إحدى المواد المتفاعلة والزمن

التقويم البنائي

- أجيبي علي سؤال 4 ص114

الغلق

- اجيبي علي سؤال 5 صفحة 122

الواجب

- أجيبي علي سؤال 7 صفحة 124 بالكتاب المدرسي –

المعيـــــار 20.3

الأهداف: على الطالب أن	المصطلحات الأساسية
1. تعرف عمر نصف التفاعل. 2. تفسر لماذا لا يعتمد عمر نصف التفاعل على تركيز المواد المتفاعلة. 3. تحسب عمر نصف التفاعل من معرفة قيمة ثابت سرعة التفاعل K. 4. تحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل K من عمر نصف التفاعل.	عمر نصف التفاعل Reaction half life

لعنة الفراعنة وهم أم حقيقة

سيذبح الموت بجناحيه كل من يحاول أن يبدد أمن وسلام مرقد الفراعين

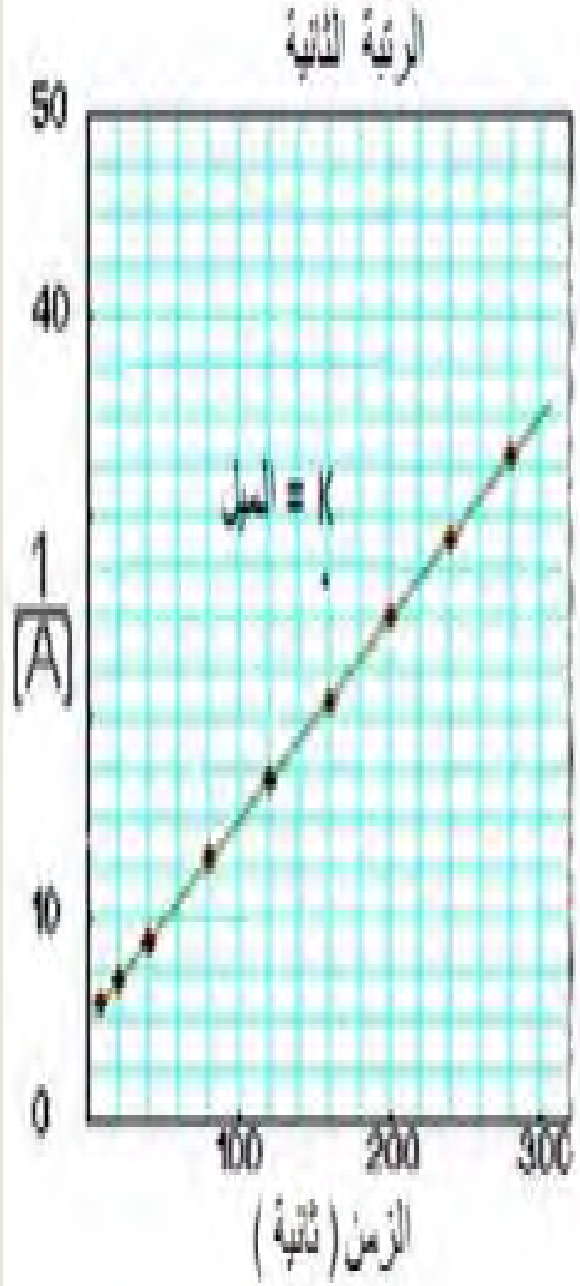
عمر نصف التفاعل
Reaction Half Life

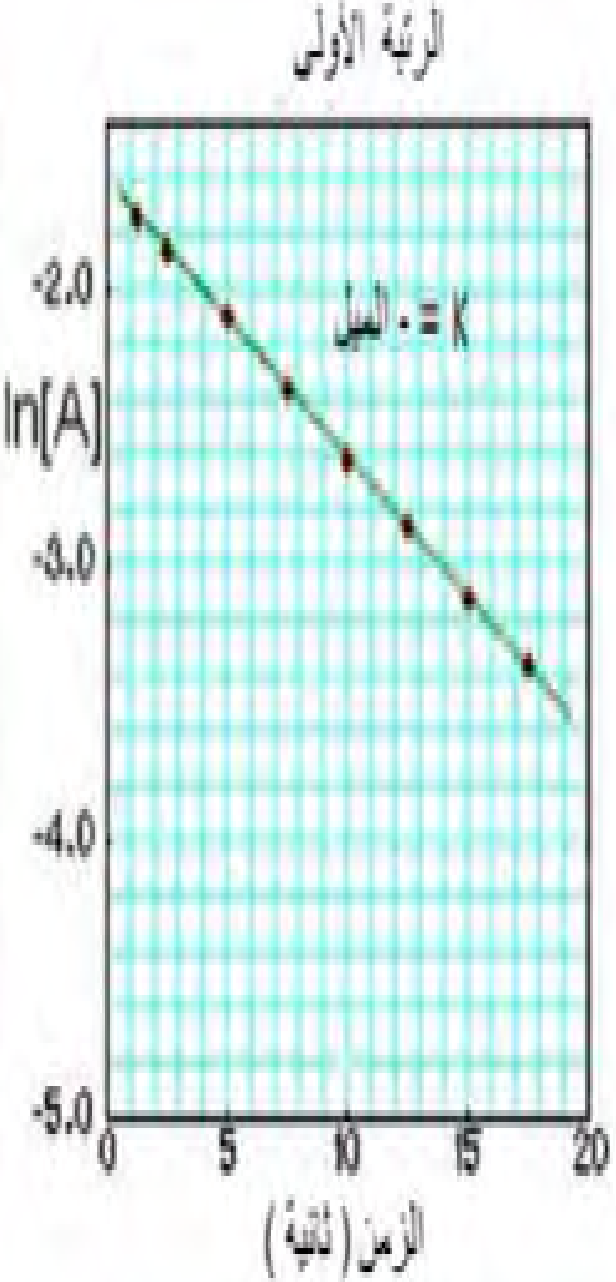
– عمر نصف التفاعل Reaction Half Life:

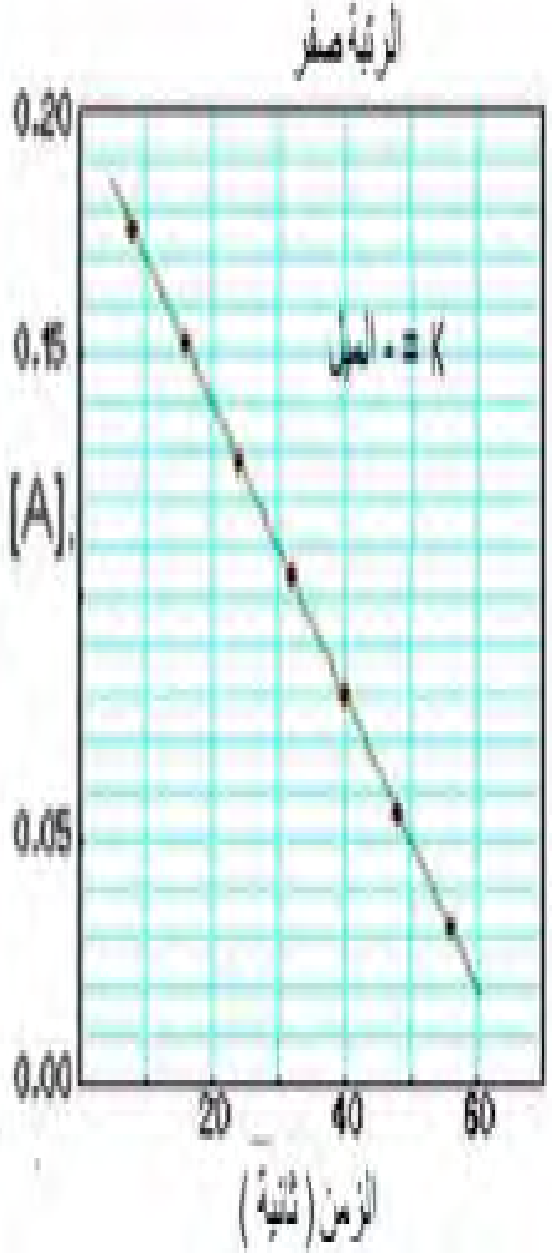
هو الزمن اللازم لنقصان تركيز مادة متفاعلة (مثل A) إلى نصف تركيزها الابتدائي $[A_0]$.
تعتبر معرفة فترة عمر النصف للتفاعل الكيميائي طريقة فعالة للتعرف على رتبة التفاعل، حيث وجد أن **فترة عمر النصف لتفاعل الرتبة الأولى ثابتة** ولا تعتمد على التركيز الابتدائي للمواد المتفاعلة، ولفهم ذلك ادرس الرسم التالي:-

التقويم البنائي

أكتبي مفهوم عمر النصف

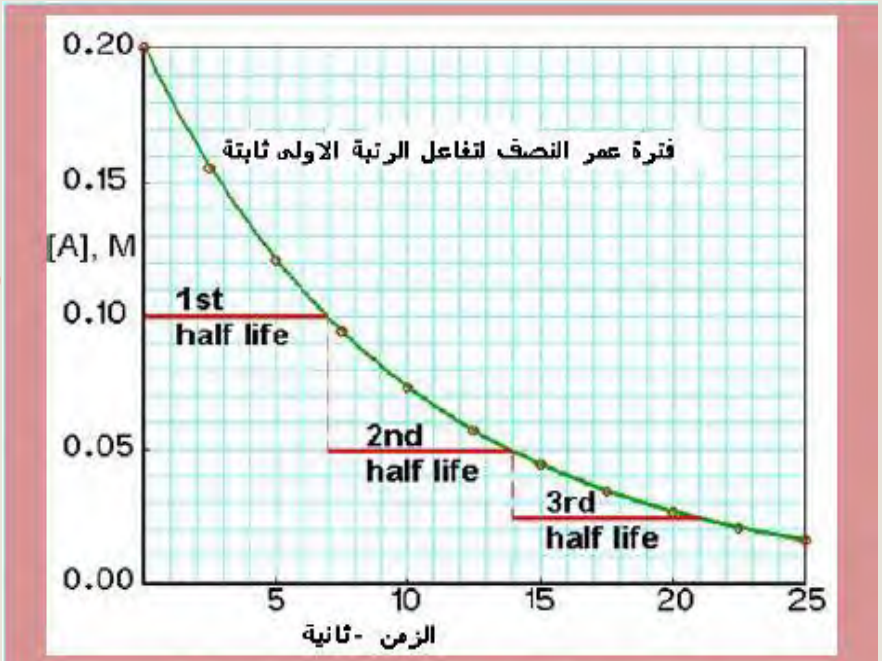

الرتبة الثانية
50
40
1/[A]
10
0
100
200
300
الزمن (ثانية)
K = الميل


الرتبة الأولى
-2.0
ln[A]
-3.0
-4.0
-5.0
0
5
10
15
20
الزمن (ثانية)
K = الميل


الرتبة صفر
0.20
0.15
[A]
0.05
0.00
20
40
60
الزمن (ثانية)
K = الميل

عمر نصف التفاعل
Reaction Half Life

- عمر نصف التفاعل Reaction Half Life:



شكل (2-8) العلاقة بين التركيز والزمن لتفاعل الرتبة الأولى

أي مما يلي يمثل فيه عمر النصف بالدقيقة لتفاعل من الرتبة الأولي

A. 2,4,6,8

B. 8,6,4,2

C. 4,4,4,4

D. 1,2,4,8

التقويم البنائي

أجيبي علي سؤال 5 ص 115–

تلاحظ من الرسم البياني ، أن الزمن اللازم لنقصان تركيز المادة المتفاعلة من 0.2 إلى 0.1 أي إلى النصف يساوى 7 ثواني. كذلك الزمن اللازم لنقصان التركيز من 0.1 إلى 0.05 أي إلى النصف أيضاً يساوى 7 ثواني وهكذا. أي أن عمر النصف ثابت للتفاعل من الرتبة الأولى.

كيف يمكن حساب عمر النصف نظرياً؟

يمكن اشتقاق قانون عمر النصف لتفاعل الرتبة الأولى بصيغة رياضية كما يلى (معلومة إثرائية):-

$$\text{Rate} = \frac{-\Delta[A]}{\Delta t} = K[A]$$

باستخدام قوانين التفاضل والتكامل نستنتج أن:

$$[A] = [A]_0 e^{-kt}$$

أي أن

$$\ln[A] = \ln[A]_0 - kt$$

وبما أن عمر النصف

$$\frac{1}{2}[A]_0 = [A]$$

نستنتج أن:

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{K}$$

تلاحظ من القانون السابق أن فترة عمر النصف لا تعتمد على تركيز المادة المتفاعلة ولكن تعتمد فقط على ثابت سرعة التفاعل K.

مثال (1):

إذا كانت قيمة ثابت السرعة لتفاعل من الرتبة الأولى ($K = 2.4\times10^{-3}s^{-1}$) احسب زمن النصف لهذا التفاعل.

الحل:

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{K}$$

نعرض قيمة ثابت السرعة في المعادلة

$$t_{1/2} = \frac{0.693}{2.4\times10^{-3}} = 288.75\ \text{sec}$$

التقويم البنائي

أجيبي علي تدريب ص90–

مثال (2):

احسب ثابت السرعة لتفاعل من الرتبة الأولى إذا كان عمر النصف لهذا التفاعل = 6 min

الحل:

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{K}$$

نعرض قيمة ثابت السرعة في المعادلة

$$6 = \frac{0.693}{K}$$

$$K = \frac{0.693}{6} = 0.1155\ \text{min}^{-1}$$

يستخدم مفهوم مر النصف ($t_{1/2}$) بشكل واسع في وصف التحلل الإشعاعي ، حيث أن جميع التحللات الإشعاعية هي تفاعلات أحادية الرتبة.

فعلى سبيل المثال: إذا كان عمر النصف ($t_{1/2}$) لعنصر السترونشيوم (Sr) هو 28.8 سنه، وكان لدينا عينه كتلتها 10g فإنه بعد مرور 28.8 سنة يتحلل منها فقط 5g وبعد 28.8 سنة أخرى يتحلل 2.5g وهكذا.

تدريب: لديك **80g** من مادة مشعة فإذا كان عمر النصف لهذه المادة 4 أيام ، فما المدة اللازمة حتى يتبقى **5g** من هذه المادة؟

لأحد نظائر عنصر السيزيوم (Cs-127) عمر نصف مقداره 30 سنة، اذا تحلل 1.0g من Cs-127، ما كمية المادة المتبقية بعد مرور 90 سنة

-اذا كان عمر النصف لأحد العناصر المشعة يساوي 2 سنة، ما الفترة اللازمة لتحلل 4.0g من هذا العنصر حيث يتبقى فقط 0.5g

ـإذا كانت قيمة ثابت السرعة لتفاعل من الدرجة الأولى تساوي $4.6 \times 10^{-3}\ s^{-}$ ، ما عمر النصف لهذا التفاعل؟

ـما ثابت سرعة تفاعل من الدرجة الاولى اذا كان عمر النصف لهذا التفاعل يساوي 20 دقيقة

المعيـــــار 20.4

الأهداف: على الطالب أن	المصطلحات الأساسية
1. يذكر العوامل التى تؤثر على ثابت سرعة التفاعل (K).	ثبات سرعة التفاعل Reaction rate constant (K)
2. يشرح العلاقة بين درجة الحرارة وثابت سرعة التفاعل الكيميائى (K).	

أثر درجة الحرارة على ثابت سرعة التفاعل (K)
Temperature and Reaction Rate Constant (K)

تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل

مر معنا في الدروس السابقة أن ارتفاع درجة حرارة وسط التفاعل يؤدى إلى زيادة سرعة التفاعل ، حيث وجد أنه عند زيادة درجة الحرارة بمقدار 10 درجات مئوية يعمل على تضاعف سرعة معظم التفاعلات الكيميائية. وذلك لأن رفع درجة حرارة الخامدة يعمل على زيادة عدد الجزيئات التى تمتلك طاقة التنشيط وهذا بسبب زيادة عدد التصادمات الفعالة بين جزيئاتها وكذلك لزيادة سرعة حركة الجزيئات، مما يجعل الفرصة مهيأة لحدوث التفاعل بشكل أكبر.

كيف نفسر زيادة سرعة التفاعل الكيميائي بزيادة درجة الحرارة اعتماداً على قانون سرعة التفاعل؟

يمكن فهم العلاقة بين سرعة التفاعل ودرجة الحرارة بدراسة الجدول التالي الخاص بالتفاعل:

$$2NO_{(g)} + Br_{2(g)} \longrightarrow 2NOB r_{(g)}$$

ثابت السرعة K	سرعة التفاعل $mol\ L^{-1}s^{-1}$	درجة الحرارة ^oC	[Br2] $mol\ L^{-1}$	[NO] $mol\ L^{-1}$
	7.9×10^{-5}	25	0.02	0.02
	1.5×10^{-4}	35	0.02	0.02
	3.4×10^{-4}	45	0.02	0.02

إذا علمت أن قانون السرعة للتفاعل هو:-

$$Rate = k\,[NO]\,[Br_2]$$

أوجد قيم ثابت السرعة Reaction rate constant. ماذا تستنتج؟

سوف تلاحظ أن قيم ثابت السرعة (K) تزداد بزيادة درجة الحرارة وبالتالى تزداد سرعة التفاعل.

قراءة إثرائية

(قانون ارهينيوس):

أوجد قيم ثابت السرعة Reaction rate constant

سوف تلاحظ أن قيم ثابت السرعة (K) تزداد بزيادة درجة الحرارة وبالتالى تزداد سرعة التفاعل. ولتفسير ذلك وضع العالم السويدى ارهينيوس قانوناً رياضياً للعلاقة بين درجة الحرارة وثابت سرعة التفاعل، الصيغة الرياضية لهذا التفاعل هى:-

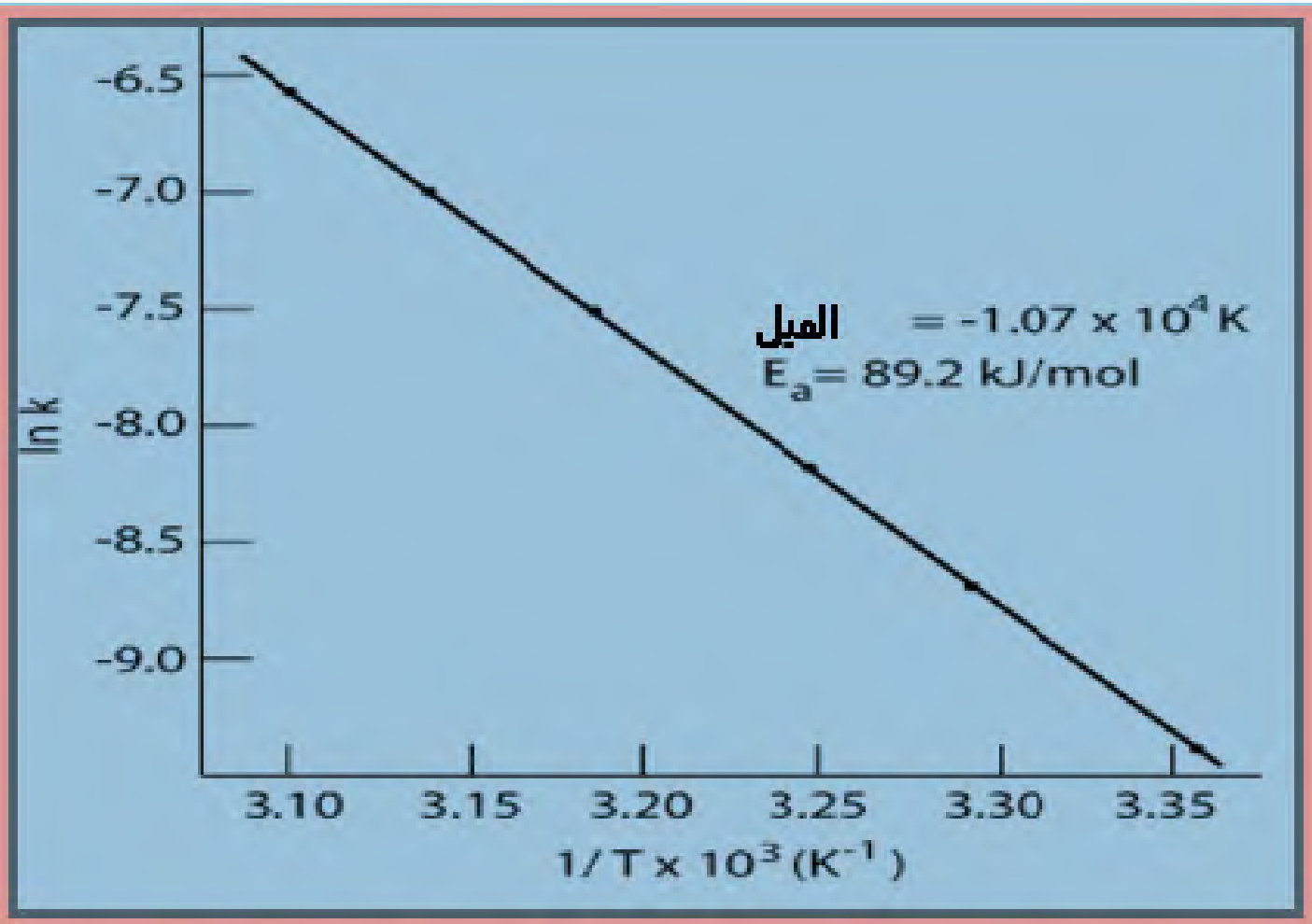
$$K = A\, e^{-\frac{E_A}{RT}}$$

A:معامل التردد وتعتمد قيمته على عدد التصادمات الفعالة بين الجزيئات المتفاعلة.

e = 2.71828 Ea: طاقة التنشيط للتفاعل.

R: ثابت الغاز T: درجة الحرارة المطلقة = الدرجة المئوية + 273

يمكن من هذا القانون رسم العلاقة بين In K و $\frac{1}{T}$ فيكون المنحنى خطاً مستقيماً ميله يساوى $\frac{Ea}{T}$ وبذلك يمكن حساب طاقة التنشيط للتفاعل الكيميائي.



شكل (2-9) العلاقة بين ثابت سرعة التفاعل ودرجة الحرارة (إثراني)

المعيـــار 20.7 - 20.8

الأهداف: على الطالبة أن

1. توضح مفهوم الاتزان الكيميائي الديناميكي
2. تستنتج العلاقة بين سرعة التفاعل الطردي والعكسي عند الاتزان.
3. تستنتج تعبير ثابت الاتزان Kc , Kp للتفاعل الكيميائي.
4. توضح العلاقة بين قيمة ثابت الاتزان واتجاه سير التفاعل.
5. تحل مسائل حسابية على قانون ثابت الاتزان Kc , Kp.

المصطلحات الأساسية

الاتزان الكيميائي
Chemical equilibrium

الاتزان الديناميكي
Dynamic equilibrium

تفاعل انعكاسي
Reversible reaction

تفاعل غير انعكاسي
Irreversible reaction

التفاعل الأمامي (الطردي)
Forward reaction

التفاعل العكسي
Backward reaction

ثابت الاتزان
Equilibrium constant

الاتزان الكيميائى
Chemical Equilibrium

هنالك الكثير من الظواهر الطبيعية حولنا تدل على وجود حالات اتزان فى الطبيعة تؤدى غلى منع الخلل والاضطراب فى الطيبعة مثل دورات عناصر الأكسجين والنيتروجين ودورة الماء فى الطبيعة ودورة ثانى أكسيد الكربون التى درستها فى السنوات السابقة، كذلك تخضع بعض العمليات الكيميائية الحيوية التى تحدث فى جسم لاتزان دقيق فمثلاً نجد أن نسبة السكر فى دم الشخص السليم تظل ثابتة عند حد معين، ويعزي ذلك لحدوث عمليتين متعاكستين الأولى هى تخزين السكر الزائد عن حاجة الجسم على صور جليكوجين فى الكبد، والأخرى تحول جزء من الجليكوجين المخزون فى الكبد إلى سكر ينتشر فى الدم.

ما المقصود بالاتزان الديناميكي Dynamic equilibrium؟

تعنى حالة الاتزان الديناميكى:

وجود عمليتين متعاكستين تحدثان في نفس الوقت وبنفس السرعة. وتسمى حالات الاتزان هذه "حالات اتزان ديناميكي"

وقد تكون حالات الاتزان هذه سريعة كما في دورة السكر في الجسم أو بطيئة بحيث تستغرق فترات زمنية طويلة كما في دورة النيتروجين والأكسجين والماء.

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$$

نشاط عملى

الأدوات:

لهب بنزين (موقد كحولى) – أنبوبة اختبار – ماسك أنبوبة الاختبار – قطارة – كبريتات النحاس المائية $CuSO_4.5H_2O$ الزرقاء.

الخطوات:

1. قم بتسخين من بلورات كبريتات النحاس المائية.
2. لاحظ لون كبريتات النحاس بعد التسخين. سجل ملاحظاتك.
3. لاحظ ماذا يتكون عند فوهة الأنبوبة. سجل ملاحظاتك.
4. اضف قطرات ماء على كبريتات النحاس التى قمت بتسخينها بواسطة القطارة. سجل ملاحظاتك.
5. الاستنتاج.
6. اكتب معادلة كيميائية رمزية تمثل التفاعل الحادث.

التفاعلات الكيميائية الانعكاسية وغير الانعكاسية:

درست فى الصف العاشر أن التفاعلات الكيميائية تقسم إلى نوعين من حيث اتجاه سيرها وهذين النوعين هما:-

1- التفاعلات الكيميائية الغير انعكاسية Irreversible Reactions:

وهى التفاعلات التى تسير فى اتجاه تكوين النواتج فقط أى تسير فى الاتجاه الطردي فقط.

هذه التفاعلات عادة تحدث فى **وعاء مفتوح** بحيث يمكن لبعض المواد الناتجة أن **تنفصل عن حيز التفاعل**، كأن يكون أحد النواتج غاز يتصاعد من وعاء التفاعل مثل تفاعل الخارصين مع محلول حمض الكبريتيك:

$$Zn_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow ZnSO_{4(aq)} + H_{2(g)}$$

أو أن يكون أحد النواتج **مادة صلبة (راسبة)** مثل تفاعل محلول نترات الفضة مع محلول بروميد البوتاسيوم.

$$KBr_{(s)} + AgNO_{3(aq)} \rightarrow AgBr_{(s)} + KNO_{3(aq)}$$

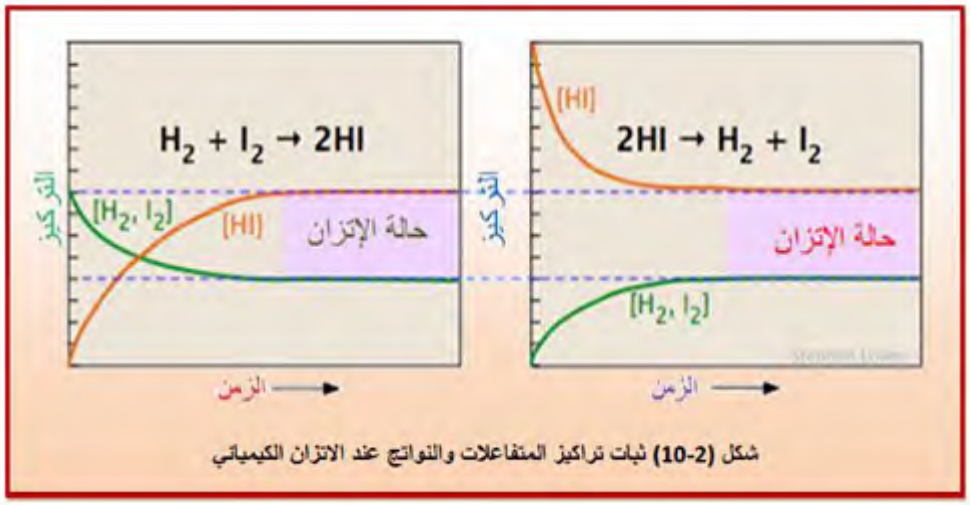
هذه التفاعلات تسير فى اتجاه إنتاج المواد الناتجة ولا تتوقف إلا عند استهلاك المواد المتفاعلة.

2- التفاعلات الكيميائية الغير انعكاسية Irreversible Reactions:

وهى التفاعلات التى تسير فى الاتجاهين الطردي (الأمامي) والعكسى ولا تستهلك فيها جميع المواد المتفاعلة.

ويحدث هذا النوع من التفاعلات فى وعاء مغلق ويرمز لها بسهمين متعاكسين وعند وصول التفاعل لحالة الاتزان الديناميكى تثبت تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة ولكنها ليست بالضرورة متساوية. كما يظهر فى الشكل (2-10) ومن الأمثلة على التفاعلات الانعكاسية:

$$H_{2(g)} + I_{2(s)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$$



شكل (2-10) ثبات تراكيز المتفاعلات والنواتج عند الاتزان الكيميائي

في التفاعلات الانعكاسية تكون سرعة التفاعل الطردي كبيرة في بداية التفاعل ثم تبدأ بالتناقص تدريجياً مع استمرار تناقص تركيز المواد المتفاعلة بينما تبدأ سرعة التفاعل العكسي قليلة ثم تبدأ بالزيادة تدريجياً مع استمرار زيادة تركيز المواد الناتجة حتى تتساوى سرعة التفاعل الطردي والعكسي ومن الممكن الوصول إلى حالة الاتزان من أي من الاتجاهين. كما يظهر في الشكل (2-11).

شكل (2-11) تغير سرعة التفاعل الطردي والعكسي

ما المقصود بالاتزان الكيميائى الديناميكى؟

عندما تتساوى سرعة التفاعل الطردي والعكسي وعندها تثبت تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة رغم استمرار حدوث التفاعل فى الاتجاهين الطردي والعكسي.

خصائص الاتزان الكيميائى:

1. يحدث الاتزان فى الأنظمة المغلقة.
2. عند الاتزان تكون سرعة التفاعل الطردي تساوى سرعة التفاعل العكسي
3. لا يتوقف التفاعل عند الاتزان ولكن يستمر فى الاتجاهين بنفس السرعة.
4. تبقى تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة ثابتة (لكن ليس بالضرورى أن تكون متساوي) عند حالة الاتزان إلا إذا تغيرت ظروف التفاعل مثل زيادة أو نقصان تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة أو درجة الحرارة أو الضغط فى حالة التفاعلات الغازية.
5. عند وصول التفاعل الكيميائى إلى حالة الاتزان فإنه يميل لتكوين النواتج أو المتفاعلات كما سيمر معنا لاحقاً.
6. تكون كل الخصائص مثل pH والكثافة واللون ثابت رغم حدوث كل من التفاعل الطردي والعكسي.

قانون ثابت الاتزان Equilibrium constant (Kc):

درست فى الفصل السابق أن سرعة التفاعل الكيميائى تتناسب طردياً مع تراكيز المواد المتفاعلة، ويمكن دراسة الاتزان من خلال التفاعل التالى:

فإذا رمزنا لسرعة الـ forward reaction بالرمز V1 فيمكن حسابها كالتالى:

$$V1 = K_1 [A] [B]$$

حيث أن سرعة التفاعل الأمامي = V1 حيث K_1 = ثابت سرعة التفاعل الأمامى.

ولسرعة **التفاعل العكسي backward reaction** بالرمز V2 فيمكن حسابها كالتالى:

$$V2 = K_2 [C] [D]$$

حيث أن سرعة التفاعل العكسي=V2 حيث K_2= ثابت سرعة التفاعل العكسى.

وبما أن سرعة التفاعل الطردي تساوى سرعة التفاعل العكسي عند الاتزان فإن :

أي أن: $V1 = V2$

$$K_1[A][B] = K_2[C][D]$$

نستنتج أن:

$$\frac{[D][C]}{[B][A]} = \frac{k_1}{k_2}$$

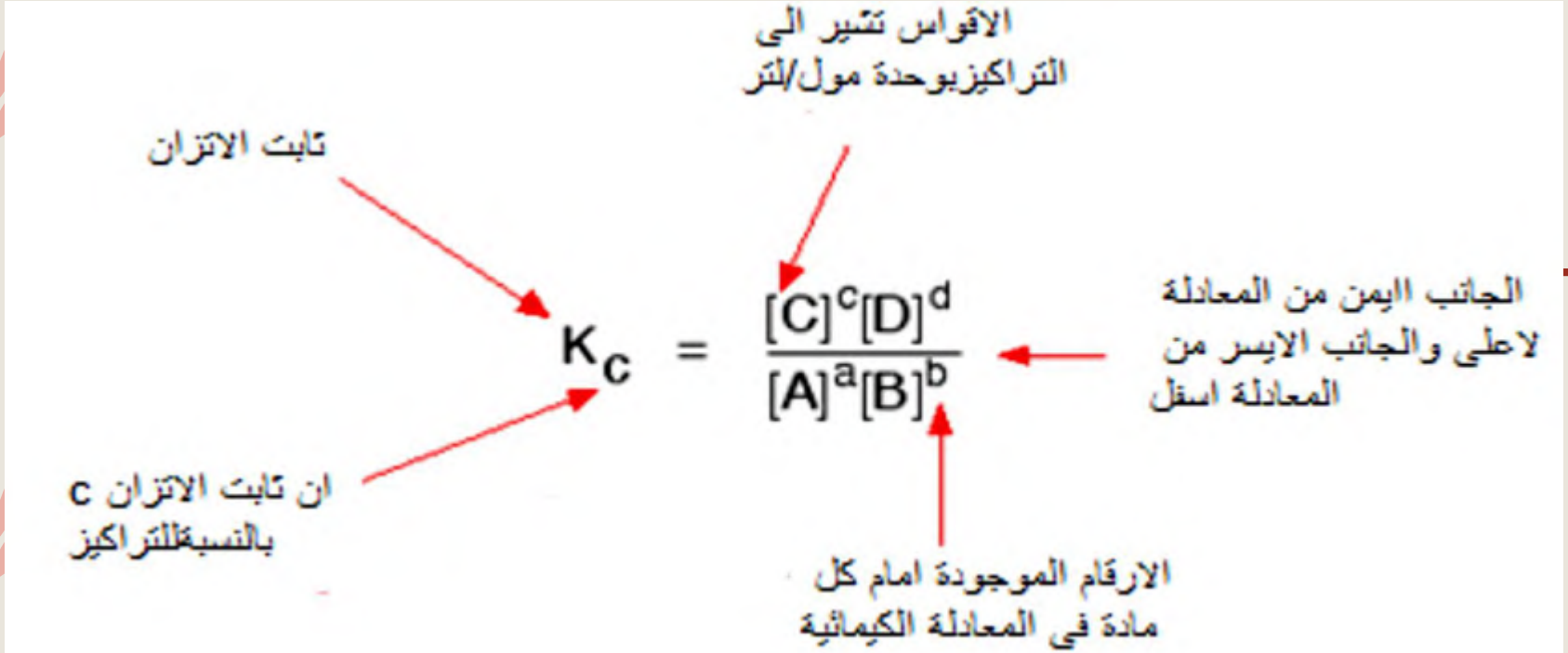
تسمى النسبة $\frac{k_1}{k_2}$ "ثابت الاتزان equilibrium constant"

ويرمز له بالرمز K_c:

نستنتج لاستنتاج قانون ثابت الاتزان للتفاعل العام التالي:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

$$\frac{[D][C]}{[B][A]} = K_c$$



ثابت الاتزان Kc لتفاعل انعكاسى فى حالة اتزان عند درجة حرارة ثابتة فإن النسبة بين تراكيز المواد المتفاعل والناتجة يكون مقدار ثابت.

ونعبر عن تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة فى التفاعل الكيميائى بوحدات $mol\ L^{-1}$ أو $mol\ dm^{-3}$ أو M. أما وحدات ثابت الاتزان فتعتمد على **أعداد مولات المواد فى المعادلة الكيميائية الموزونة**.

ملاحظات على ثابت الاتزان:

1. قيمة ثابت الاتزان ثابتة لكل تفاعل كيميائى ولكنها تختلف من تفاعل إلى أخر.
2. لا تتغير قيمة ثابت الاتزان (k_c) لتفاعل معين إذا تغيرت التراكيز أو الضغط أو إذا أضيف للتفاعل عامل حفاز ولكنها تتغير إذا تغيرت درجة الحرارة فقط.
3. كلما زادت قيمة ثابت الاتزان زاد ميل التفاعل للاتجاه الطردي ويتجه نحو الاكتمال إذا كانت قيمة Kc كبيرة جداً والعكس صحيح.
4. لا نكتب تراكيز المواد الصلبة وذلك لأنها مواد نقية ثابتة التركيز مهما اختلفت كتلتها أو تركيز أو تركيز المذيب السائل (مثل الماء) فى تعبير ثابت وذلك لأنه لا يتغير تركيزه بشكل ملحوظ أثناء التفاعل.
5. عند ضرب المعادلة فى قيمة ما فإن ثابت الاتزان يُرفع لنفس القيمة التي ضربت بها المعادلة.
6. قيمة ثابت الاتزان لتفاعل معين تساوى مقلوب قيمة ثابت الاتزان لمعكوس هذا التفاعل.

أمثلة:

١ – اكتب تعبير ثابت الاتزان لكل من التفاعلات التالية:

1) $CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(1)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

تعبير ثابت الاتزان هو:-

$$\frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = K_c$$

لاحظ لم نكتب تركيز الماء فى ثابت الاتزان لأنه المذيب:-

مثال (٢):-

2) $CH_3COOH_{(1)} + CH_3CH_2OH_{(1)} \rightleftharpoons CH_3COOCH_2CH_{3(1)} + H_2O_{(1)}$

$$K_c = \frac{[CH_3COOHCH_2CH_3][H_2O]}{[CH_3COOH][CH_3CH_2OH]}$$

ما هى وحدة Kc للتفاعل السابق؟ فسر إجابتك. ----------

لاحظ كتابة الماء لأن ظروف التفاعل لامائية والماء ينتج من التفاعل.

مثال : ٣

3) $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$

تعبير ثابت الاتزان هو:

$$K_c = \frac{[SO_3']^2}{[SO_2]^2[O_2]}$$

وحدة Kc = M^{-1}

4) $CaCO_{3(g)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

تعبير ثابت الاتزان هو $Kc = [CO_2]$ ، لاحظ لم نكتب تراكيز المواد الصلبة $CaCO_3$, CaO

٢ – احسب قيمة ثابت الاتزان لتفاعل تحلل الأمونيا من النيتروجين والهيدروجين

$2NH_{3(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$ $Kc_1 = ?$

إذا علمت أن ثابت الاتزان لتكون الأمونيا من النيتروجين والهيدروجين فى التفاعل التالى هو:

$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ $Kc_2 = 4 \times 10^4$

وحدة Kc = M^{-2}

الحل: –

$$Kc1 = \frac{1}{Kc2}$$

$$\frac{1}{4 \times 10^{4}} = 2.5 \times 10^{-5} \left(\text{mol L}^{-1}\right)^{2}$$ Or M^2

وحدات ثابت الاتزان:

وحدات ثابت الاتزان ليست ثابتة ولكنها تتغير حسب تعبير ثابت الاتزان. وتقاس بوحدة $mol\ L^{-1}$ أو $mol\ dm^{-3}$ أو M مرفوعة إلى أس يساوى الفرق بين أعداد مولات المواد الناتجة وأعداد مولات المواد المتفاعلة التى تكتب فى تعبير ثابت الاتزان.

وحدات ثابت الاتزان = مولات النواتج – مولات المتفاعلات $(mol\ L^{-1})$

م

ما وحدات ثابت الاتزان للتفاعل التالى؟

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$$

وحدات ثابت الاتزان = $(mol\ L^{-1})^{-3} = (mol\ L^{-1})$

ثابت الاتزان للتفاعلات الغازية Kp

كيف يمكن حساب ثابت الاتزان فى حالة الغازات؟

غالبا ما يستخدم الضغوط الجزيئية للتفاعلات المحتويه على غازات لحساب ثابت الاتزان من القوانين الآتية:

$$\text{عدد المولات الجزئية لغاز (X)} = \frac{\text{عدد مولات الغاز (X)}}{\text{عدد المولات الكلى فى التفاعل}}$$

الضغط الجزئي لغاز =

عدد المولات الجزئي للغاز × الضغط الكلى لغازات التفاعل

ثم يتم ثابت الاتزان للتفاعلات بنفس الطريقة المستخدمة فى كتابة Kc من المعادلة الموزونة مع ملاحظة كتابة الضغط الجزئي للغاز بدلاً من التركيز.

مثال:

خليط من الغازات الآتية موجود عند الاتزان يحتوى على 0.2 mol من بخار الماء (H_2O) و0.5 mole من أول أكسيد الكربون (CO) و 0.8 mole من الهيدروجين (H_2) ، و0.25 mol من غاز ثانى أكسيد الكربون (CO_2)، عند درجة حرارة 56°C ، **الضغط الكلى يساوى 125 KPa**.

معادلة التفاعل:

$$H_{2(g)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons H_2O + CO$$

1. احسب الضغط الجزيئى لكل غاز.
2. احسب ثابت الاتزان kp.

الحل

١ – حساب العدد الكلي للمولات:

Total number of moles of gas = 0.2+0.5+0.8+0.25= 1.75moles

٢ – حساب عدد المولات الجزئية لكل غاز:

mole fraction of H_2O = $\frac{0.20}{1.75} = 0.11$

mole fraction of CO = $\frac{0.50}{1.75} = 0.29$

mole fraction of H_2 = $\frac{0.80}{1.75} = 0.46$

mole fraction of CO_2 = $\frac{0.25}{1.75} = 0.14$

٢- حساب الضغط الجزئى لكل غاز:

$P_{H2O} = 0.11 \times 125 = 13.75$ KPa

$P_{CO} = 0.29 \times 125 = 36.25$ KPa

$P_{H2} = 0.46 \times 125 = 57.5$ KPa

$P_{CO2} = 0.14 \times 125 = 17.5$ KPa

$$Kp = \frac{P_{(H_2O)} \times P_{(CO)}}{P_{(H_2)} \times P_{(CO_2)}}$$

$$= \frac{13.75 \times 36.25}{57.5 \times 17.5} = 0.5$$

لماذا لم تكتب وحدات Kp فى التدريب السابق؟

مثال:

اكتب تعبير ثابت الاتزان Kp للتفاعل التالى:

الحل:

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$$

$$Kp = \frac{P_{so_3^2}}{P_{so_2^2} \times P_{o_2}} \quad atm^{-1}$$

وحدات ثابت الاتزان Kp:

تقاس بوحدة ضغط جوى (atm) مرفوعة إلى أس يساوى الفرق بين أعداد مولات المواد الناتجة وأعداد مولات المواد المتفاعلة التى تكتب فى تعبير ثابت الاتزان. فى المعادلة السابقة وحدة ثابت الاتزان Kp^{-1}.

وحدات ثابت الاتزان = (atm)مولات النواتج – مولات المتفاعلات

قيمة ثابت الاتزان:

1. إذا كانت قيمة Kc >1 يعنى موضع الاتزان يسير فى اتجاه اليمين ويزيد تركيز النواتج فى مخلوط الاتزان.
2. إذا كانت قيمة Kc < 1 يعنى موضع الاتزان يسير فى اتجاه اليسار ويزيد تركيز المتفاعلات فى مخلوط الاتزان.
3. إذا كانت قيمة Kc >>>> 1: يتجه التفاعل ناحية الاكتمال.
4. إذا كانت قيمة Kc <<<< 1: فإن التفاعل تقريباً لم يتم.

تطبيقات حسابية

١ – احسب ثابت الاتزان للتفاعل التالى:

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$$

إذا كانت تراكيز المواد عند الاتزان كما يلى:–

$[SO_3] = 0.068\ mol\ L^{-1}$, $[O_2] = 0.035\ mol\ L^{-1}$, $[SO_2] = 0.025\ mol\ L^{-1}$

الحل:

أ) نكتب تعبير ثابت الاتزان Kc:

$$Kc = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2\,[O_2]}$$

ب) نعوض قيم التراكيز عند الاتزان فى تعبير ثابت الاتزان Kc:

$$Kc = \frac{[0.068]^2}{[0.025]^2\,[0.035]} = 211.38\ mol^{-1}\ L$$

٢ – احسب ثابت الاتزان Kp للتفاعل التالى:–

$$PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

إذا كانت الضغوط الجزئية للغازات فى التفاعل عند الاتزان كما يلى:

$PCl_5 = 0.24$ atm , $PCl_3 =$ atm , $Cl_2 = 0.68$ atm

الحل:

أ) نكتب تعبير ثابت الاتزان Kp:

$$Kp = \frac{PCl_2 \times P_{PCl_3}}{P_{PCl_5}}$$

ب) نعوض قيم الضغوط الجزئية عند الاتزان فى تعبير ثابت الاتزان Kp:

$$Kp = \frac{0.68 \times 0.68}{0.24} = 1.92\,\text{atm}$$

****

٣- عند درجة حرارة **44°C** كان ثابت الاتزان **(Kc = 49.5)** للتفاعل التالى:

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$$

فإذا أدخل 0.2 mol من غاز H_2 و 0.2 mol من غاز I_2 فى وعاء سعته 10L وسمح للتفاعل بالحدوث عند درجة الحرارة المذكورة. احسب تركيز كل مادة فى التفاعل عند الاتزان.

الحل:-

حسب معادلة التفاعل الموزونة الموضحة أعلاه فإنه يمكن افتراض تفاعل ($X\ mol\ L^{-1}$) من كل من الهيدروجين واليود لتكوين ($2X\ mol\ L^{-1}$) من يوديد الهيدروجين ، وعليه فإن تركيز كل من الهيدوجين واليود سينقص بمقدار (X) ، ويكون تركيز يوديد الهيدروجين بمقدار (2X) ويمكن تجميع البيانات فى الجدول التالى:

	H_2	I_2	HI
التركيز الابتدائى ($mol\ dm^{-3}$)	$\frac{0.2}{10}$		0.00
مقدار التغيير ($mol\ dm^{-3}$)	–X	–X	+2X
التركيز عند الاتزان ($mol\ dm^{-3}$)	0.02–X	0.02–X	2X

التعويض بالقيم فى القانون:

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

$$49.5 = \frac{(2X)^2}{(0.02-X)(0.02-X)} = \frac{2x^2}{(0.02-x)^2}$$

بأخذ الجذر التربيعى للطرفى المعادلة:

وبحل هذه المعادلة نجد أن قيمة X تساوى

-:($X=0.0156\ mol\ L^{-1}$)

$[H_2] = 0.02 - 0.0156 = 4.4 \times 10^{-3}\ mol\ L^{-1}$

$[I] = 0.02 - 0.0156 = 4.4 \times 10^{-3}\ mol\ L^{-1}$

$[HI] = 2 \times 0.0156 = 3.12 \times 10^{-2}\ mol\ L^{-1}$

4- قام طالب بخلط 0.2 mol من $PCl_{3(g)}$ مع 0.1 mol من $Cl_{2(g)}$ فى دورق حجمه 1L عند درجة حرارة 350°C ليعطى الناتج $PCl_{5(g)}$. وعند الاتزان تبقى فى الدورق 0.12 mol من $PCl_{5(g)}$.

الحل:-

1- كتابة معادلة التفاعل:

$$PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons PCl_{5(g)}$$

2- حساب قيم التركيز عند الاتزان:

-X -X X

التغير فى تركيز PCl_3 تساوى كمية المادة التى تفاعلت حتى الوصول للاتزان.

Change in PCl_3 = 0.2/1 – 0.12/1 = 0.08 mol dm^{-3}

وبما أن PCl_3 و Cl_2 يتفاعلان مع بعضهما البعض بنسبة 1:1 (حسب المعادلة الموضحة أعلاه) فسوف يحدث نفس مقدار التغير فى تركيز الـ Cl_2 ويساوى (0.08 mol dm^{-3}).

ويمكن حساب تركيز الكلور Cl_2 عند الاتزان كالتالى:

= 0.1 – 0.08 = 0.02 mol dm^{-3}

3- ترتيب القيم كالتالى:

	PCl_3	Cl_2	PCl_5
التركيز الابتدائى ($mol\ dm^{-3}$)	0.2	0.10	0.00
مقدار التغيير ($mol\ dm^{-3}$)	–0.08	–0.08	+0.08
التركيز عند الاتزان ($mol\ dm^{-3}$)	0.12	0.02	0.08

4- التعويض بالقيم فى القانون:

$$Kc = \frac{[PCl_5]}{[PCl_3][Cl_2]}$$

$$Kc = \frac{0.08}{(0.12) \times (0.02)} = 33M^{-1}$$

5- أدخل 5mol من غاز ثالث أكسيد الكبريت (SO_3) فى وعاء سعته 10L، وسخنت إلى درجة معينة وجد عندها أن 10% من غاز ثالث أكسيد الكبريت (SO_3) قد تفككت حسب المعادلة التالية:

الحل:-

$$2SO_{3(g)} \rightleftharpoons 2SO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

$$-2X \qquad 2X \qquad X$$

عدد المولات المتفككة من SO_3 = $\frac{2 \times 10}{100}$ mol =

عدد المولات المتبقية من SO_3 = 2 – 0.2 = 1.8 mol

يمكن ترتيب القيم حسب المعادلة الموزونة كالتالى:

	SO_3	SO_2	O_2
التركيز الابتدائى ($mol\ dm^{-3}$)	0.2	0.00	0.00
مقدار التغيير ($mol\ dm^{-3}$)	$\frac{1.8}{10} = 0.18$	+0.02	+0.01
التركيز عند الاتزان ($mol\ dm^{-3}$)	$\frac{-0.2}{10} = -0.02$	0.02	0.01

بالتعويض فى هذه المعادلة:

$$Kc = \frac{[SO_2]^2[O_2]}{[SO_3]^2}$$

$$Kc = \frac{(0.02)^2(0.01)}{(0.18)^2} = 1.2 \times 10^{-4}\ mol\ L^{-1}$$

المعيـــــار 20.9

الأهداف: على الطالب أن	المصطلحات الأساسية
1. يذكر العوامل التى تؤثر على موضع الاتزان. 2. يذكر نص قاعدة لوشاتلييه. 3. يشرح أثر التغير فى التركيز والضغط ودرجة الحرارة والعامل الحفاز على موضع الاتزان الكيميائى. 4. يشرح أثر التغير فى التركيز والضغط ودرجة الحرارة والعامل الحفاز على قيمة ثابت الاتزان Kp ، Kc.	تفاعل ماص للحرارة Endothermic reaction تفاعل طارد للحرارة Exothermic reaction موضع الاتزان Position of equilibrium

العوامل المؤثرة على موضع الاتزان الكيميائى
Factors that Affect Position of Equilibrium

العوامل التى تؤثر على موضع الاتزان الكيميائى:

درست فى الدرس السابق أن سرعة أو معدل أي تفاعل كيميائى تعتمد على عدة عوامل هى (طبيعة المواد المتفاعلة – تركيز المواد المتفاعلة – مساحة السطح المعرضة للتفاعل – درجة الحرارة – العوامل الحفازة – الضغط فى حالة الغازات). وعندما يصل النظام إلى حالة الاتزان فإن تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة ودرجة الحرارة والضغط لنظام التفاعل تبقى ثابتة. فماذا يحدث للنظام إذا تم تغيير أحد هذه العوامل؟ لقد دلت التجارب العلمية أن موضع الاتزان سيزاح للاتجاه الطردي أو الاتجاه العكسى. ويمكن فهم أثر هذه التغيرات اعتماداً على قاعدة وضعها العالم لوشاتلييه.

قاعدة لوشاتلييه Le Chatelier principle:

تنص قاعدة لوشاتلييه على ما يلى:

إذا حدث تغير في أحد العوامل المؤثرة على نظام في حالة اتزان مثل التركيز أو درجة الحرارة أو الضغط فإن النظام يغير من وضعه بحيث يلغى أو يقلل تأثير هذا التغيير إلى أقصى حد ممكن.

أولاً: أثر التغير فى التركيز على موضع الاتزان:

نشاط علمى:

1- اخلط $20\ cm^3$ من محلول $0.1\ mol\ L^{-1}$ من كلوريد الحديد $FeCl_3(III)$ مع $20\ cm^3$ من محلول $0.1\ mol\ L^{-1}$ ثيوسيانات البوتاسيوم KSCN.

2- ضع $10\ cm^3$ من المحلول المحضر فى الخطوة (1) فى أنبوبتى اختبار.

3- اضف للأنبوب الأول $5cm^3$ من محلول ثيوسيانات البوتاسيوم KSCN ولاحظ التغير فى لون المحلول.

4- أضف للأنبوب الثانى $5cm^3$ من محلول كلوريد البوتاسيوم KCl ولاحظ التغير فى لون المحلول.

5- سجل ملاحظاتك. ماذا تستنتج بالاعتماد على معادلة التفاعل التالية؟

$$FeCl_{3(aq)} + 3KSCN_{(aq)} \rightleftharpoons 3KCl_{(aq)} + Fe(SCN)_{3(aq)}$$

لعلك لاحظت أن إضافة محلول ثيوسيانات البوتاسيوم KSCN potassium thiocyanate إلى أنبوب التفاعل أدى إلى زيادة شدة اللون الأحمر فى الأنبوب أي **زيادة تركيز ثيوسيانات الحديد (III) iron (III) thiocyanate $Fe(SCN)_3$**، وهذا يعنى أن **سرعة التفاعل الطردي قد زادت ، وانزاح التفاعل باتجاه تكوين النواتج** لتقليل أثر زيادة تركيز المتفاعلات أي أن النظام (التفاعل) يغير من وضعه بحيث يقلل أو يلغى تأثير هذا الزيادة.

وبالمقابل فإن إضافة محلول كلوريد البوتاسيوم KCl potassium chloride أدى إلى نقصان شدة اللون الأحمر فى الأنبوب أي **نقصان تركيز ثيوسيانات الحديد $Fe(SCN)_3$ (III)** وهذا يعنى أن **سرعة التفاعل العكسى قد زادت وانزاح التفاعل باتجاه تكوين المتفاعلات** لتقليل أثر زيادة تركيز النواتج أى أن النظام (التفاعل) أيضاً يغير من وضعه بحيث يقلل أو يلغى تأثير هذا الزيادة، **وتبقى قيمة ثابت الاتزان Kc أو Kp ثابتة**.

ثانياً: أثر التغير فى الضغط على موضع الاتزان:

من المعلوم أن الضغط لا يؤثر إلا على التفاعلات التى تحتوى على غازات حيث أن المواد الصلبة والسائلة لا تتأثر بالضغط. لذا فإن تغير الضغط يؤثر على حالة الاتزان فى التفاعلات المحتوية على غازات. ومن المعلوم أن ضغط الغاز يزداد بزيادة عدد جزيئات الغاز فى حيز التفاعل لذلك.

فإنه يمكن تلخيص تأثير الضغط على حالة الاتزان كما يلى:-

1- **زيادة الضغط (تقليل الحجم)** على تفاعل غازى متزن تجعل التفاعل ويتغير موضع الاتزان يسير فى الاتجاه الذى يقل فيه عدد الجزيئات، لأن نقصان عدد الجزيئات يؤدى غلى نقصان الضغط وبالتالى يتغير موضع الاتزان ليقلل النظام من تأثير زيادة الضغط. وتبقى قيمة ثابت الاتزان **Kc** أو **Kp** ثابتة.

2- **بينما تقليل الضغط (زيادة الحجم)** على تفاعل غازى متزن تجعل التفاعل ويتغير موضع الاتزان يسير فى الاتجاه الذى يزيد فيه عدد الجزيئات لأن زيادة عدد الجزيئات يؤدى إلى زيادة الضغط وبالتالى يتغير موضع الاتزان ليقلل النظام من تأثير نقصان الضغط. وتبقى قيمة ثابت الاتزان **Kc** أو **Kp** ثابتة.

3- إذا كان عدد الجزيئات المتفاعلة والناتجة **متساوى** فإن زيادة أو نقصان الضغط لا يؤثر على حالة الاتزان.

مثال (1):-

تفكك غاز رباعى أكسيد ثنائى النيتروجين N_2O_4 **Dinitrogen tetraoxide** ليكون غاز ثانى أكسيد النيتروجين **nitrogen dioxide**:

$$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

عديم اللون — بنى

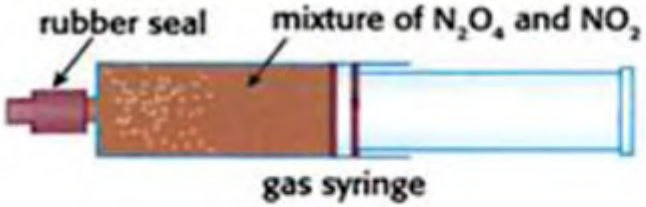
1 mole — 2 mole

ماذا يحدث في الحالات الآتية؟

طبقاً لقاعدة لوشاتلييه يتغير موضع الاتزان:

1- **زيادة الضغط** : يسير التفاعل فى **الاتجاه العكسى** (وهو اتجاه لتكوين N_2O_4)، لأن التفاعل فى هذا الاتجاه يكون مصحوباً بنقص فى عدد المولات. لذلك عند زيادة الضغط يسير التفاعل فى الاتجاه العكسى الذى **يقل فيه الضغط** تبعاً لقاعدة شاتلييه. **وتبقى قيمة ثابت الاتزان Kc أو Kp ثابتة.**

2- **نقصان الضغط** : يسير التفاعل فى **الاتجاه الطردى** (وهو اتجاه تكوين 2 من NO_2) ، لأن التفاعل يكون مصحوباً بزيادة فى عدد الجزيئات أى زيادة فى الضغط. **وتبقى قيمة ثابت الاتزان Kc أو Kp ثابتة.**



الوضع الإبتدائي للاتزان

تأثير الضغط (يزيد التركيز)

the mixture initially goes darker when the pressure increases as the nitrogen dioxide becomes more concentrated

the mixture then goes lighter as the position of equilibrium is re-established and some of the nitrogen dioxide is converted into more dinitrogen tetroxide

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$$

مثال (2):-

تحضير غاز كلوريد الهيدروجين HCl:

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)}$$

(2 moles) 2 vol 2 vol (2 moles)

ماذا يحدث فى الحالات الآتية؟

1- **زيادة الضغط**: لا يحدث تغير فى حالة الاتزان لأن عدد جزيئات المتفاعلة والناتجة متساو

2- **نقصان الضغط**: لا يحدث تغير فى حالة الاتزان لأن عدد جزيئات المتفاعلة والناتجة متساو

ثالثاً: أثر التغير فى درجة الحرارة على موضع الاتزان:

نشاط علمى:

1- أضف $5\ cm^3$ من محلول حمض النيتريك المركز HNO_3 إلى 2g من خراطة النحاس Cu فى أنبوب اختبار.

2- اجمع غاز ثانى أكسيد النتروجين NO_2 الناتج فى دورقين زجاجين.

3- ضع أحد الدورقين فى حوض زجاجى به ماء مثلج وضع الأنبوب الأخر فى حوض ماء به ماء ساخن.

4- سجل ملاحظاتك. ماذا تستنتج بالاعتماد على معادلة التفاعل التالية؟

$$N_2O_{4(g)} + heat \rightleftharpoons NO_{2(g)}$$

عديم اللون — بنى محمر

تلاحظ من النشاط السابق أنه عند زيادة درجة حرارة أثناء التفاعل **تزداد شدة اللون الأحمر** مما يدل على **أن التفاعل أزيح للاتجاه الطردى** ، **ويزيد ثابت الاتزان (Kp/Kc)**.

بينما عند تقليل درجة الحرارة تقل شدة اللون الأحمر مما يدل على أن التفاعل **أزيح للاتجاه العكسى ويقل ثابت الاتزان (Kp/Kc)**.

اعتماداً على قاعدة لوشاتلييه:

فى حالة التفاعل الماص للحرارة:

فإن زيادة درجة الحرارة تؤدى إلى إزاحة الاتزان ناحية اتجاه التفاعل الطردى (أى الجهة التى يتم فيها امتصاص الحرارة) ويزيد ثابت الاتزان، كما أن خفض درجة الحرارة تؤدي إلى إزاحة الاتزان ناحية اتجاه التفاعل العكسى (الطارد للحرارة) ويقل ثابت الاتزان.

فى حالة التفاعل الطارد للحرارة:

فإن زيادة درجة الحرارة تؤدى إلى إزاحة الاتزان ناحية اتجاه التفاعل العكسى (الماص للحرارة) ويقل ثابت الاتزان، كما أن خفض درجة الحرارة تؤدي إلى إزاحة الاتزان ناحية اتجاه التفاعل الطاردى (الطارد للحرارة) ويزيد ثابت الاتزان.

رابعاً: أثر إضافة العامل الحفاز على موضع الاتزان:

لا تؤثر إضافة العامل الحفاز على موضع الاتزان حيث أن العامل الحفاز يؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل فى الاتجاه الطردى والاتجاه العكسى بنفس النسبة.

ويمكن تلخيص أثر العوامل المختلفة على موضع الاتزان للتفاعل العام فى الجدول التالى:

التغيير	التأثير على ثابت الاتزان Kc	التأثير على موضع الاتزان
زيادة التركيز	لا تأثير	يتجه إلى عكس الاتجاه الذى يزيد فيه التركيز.
تقليل التركيز	لا تأثير	يتجه إلى نفس الاتجاه الذى يقل فيه التركيز
زيادة الضغط	لا تأثير	يتجه إلى الجانب الذى به أقل عدد من المولات.
تقليل الضغط	لا تأثير	يتجه إلى الجانب الذى به أكبر عدد من المولات.
زيادة الحرارة	نعم	يتجه إلى الجانب الماص للحرارة endothermic
تقليل الحرارة	نعم	يتجه إلى الجانب الطارد للحرارة exothermic
إضافة عامل حفاز	لا تأثير	لا تأثير

تطبيقات صناعية على قاعدة لوشاتلييه:

تعتبر الأمونيا NH_3 مادة أساسية فى تحضير أنواعا كثيرة من الأسمدة الكيميائة مثل اليوريا ونترات الأمونيوم وكبريتات الأمونيوم كما أنها تستخدم فى صناعة حمض النيتريك HNO_3 الذى يستخدم فى صناعات كثيرة. لذلك يتم تحضير الأمونيا بملايين الأطنان فى كثير من دول العالم ويوجد مصنع ضخم لصناعتها فى دولة قطر. ويتم صناعتها بطريقة هابر – بوش حيث يتم تطبيق قاعدة لوشاتلييه فى هذه الطريقة.

تحضير غاز الأمونيا بطريقة هابر – بوش:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_3 + heat$$

4 moles 4 volume	2 moles 2 volume

يتم زيادة كمية الأمونيا الناتجة كما يلى:

1- **زيادة الضغط:** يسير التفاعل فى الاتجاه الطردى وهو اتجاه تكوين الأمونيا NH_3 لأن التفاعل يكون مصحوباً بنقص فى عدد الجزيئات أي نقص فى الضغط لذلك عند زيادة الضغط يسير التفاعل فى الاتجاه الطردي الذى يقل فيه الضغط تبعاً لقاعدة لوشاتلييه.
وسوف تجد أنه عادة يستخدم ضغط يساوى 200 atm تبقى قيمة ثابت الاتزان **Kc** أو **Kp** ثابتة.

2- استخدام **عامل مساعد** وهو الحديد **Fe** لزيادة سرعة التفاعل.

3- يتم التفاعل على **درجة حرارة عالية نسبياً (450°C – 250°C)**. علل لذلك؟

فكر:

ما هى الشروط الواجب تطبيقها لتحضير حمض الكبريتيك H_2SO_4 فى عملية التلامس contact process لزيادة إنتاج كمية ثالث أكسيد الكبريت SO_3؟

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)} \quad \Delta H = -197\ KJ\ mol^{-1}$$

تذكر أن:

- سرعة التفاعل الكيميائى هى مقدار التغير فى تركيز إحدى المواد المتفاعلة (أو إحدى المواد الناتجة) فى وحدة زمنية محددة.
- **تعتمد سرعة التفاعل الكيميائى على العوامل التالية:**

أ- طبيعة المواد المتفاعلة. ب- تركيز المواد المتفاعلة.

ج- مساحة سطح المعرض للتفاعل. د- درجة الحرارة.

هـ- العوامل الحفازة.

- **حتى يحدث التفاعل الكيميائى ويعطى نواتج يجب توفر الشروط التالية:**

أ- أن تتصادم جزيئات المواد المتفاعلة مع بعضها البعض.

ب- أن تمتلك الجزيئات المتفاعلة حد أدنى من الطاقة يساوى طاقة التنشيط.

ج- أن تكون الجزيئات المتصادمة فى الاتجاه الفراغى المناسب عند التصادم.

- فترة عمر النصف هو الزمن اللازم لنقصان تركيز مادة متفاعلة [A] إلى نصف تركيزها الابتدائى $[A_0]$، لا تعتمد قيمته فى التفاعل من الرتبة الأولى على تركيز المادة المتفاعلة ولكن تعتمد على ثابت سرعة التفاعل K.
- قيمة ثابت السرعة K تزداد بزيادة درجة الحرارة.

- حالة الاتزان الديناميكى هى وجود عمليتين متعاكستين تحدثان فى نفس الوقت وبنفس السرعة ، عند الاتزان تكون سرعة التفاعل الطردى مساوية لسرعة التفاعل العكسي ، وتكون التراكيز لكل من المتفاعلات والنواتج ثابتة.

- **قيم Kc ثابت الاتزان:**

1- إذا كان قيمة Kc > 1 يعنى موضع الاتزان يسير فى اتجاه اليمين ويزيد تركيز النواتج فى مخلوط الاتزان.
2- إذا كانت قيمة Kc < 1 يعنى موضع الاتزان يسير فى اتجاه اليسار ويزيد تركيز المتفاعلات فى مخلوط الاتزان.
3- إذا كانت قيمة Kc >>>> 1: يتجه التفاعل ناحية الاكتمال.
4- إذا كانت قيمة Kc <<<< 1: فإن التفاعل تقريباً لم يتم.

- قاعدة لوشاتلييه: (إذا حدث تغير فى أحد العوامل المؤثرة على حالة الاتزان لنظام متزن مثل التركيز أو درجة الحرارة أو الضغط فإن النظام يغير من وضعه بحيث يقلل أو يلغى تأثير هذا التغيير).

شكرا لكم