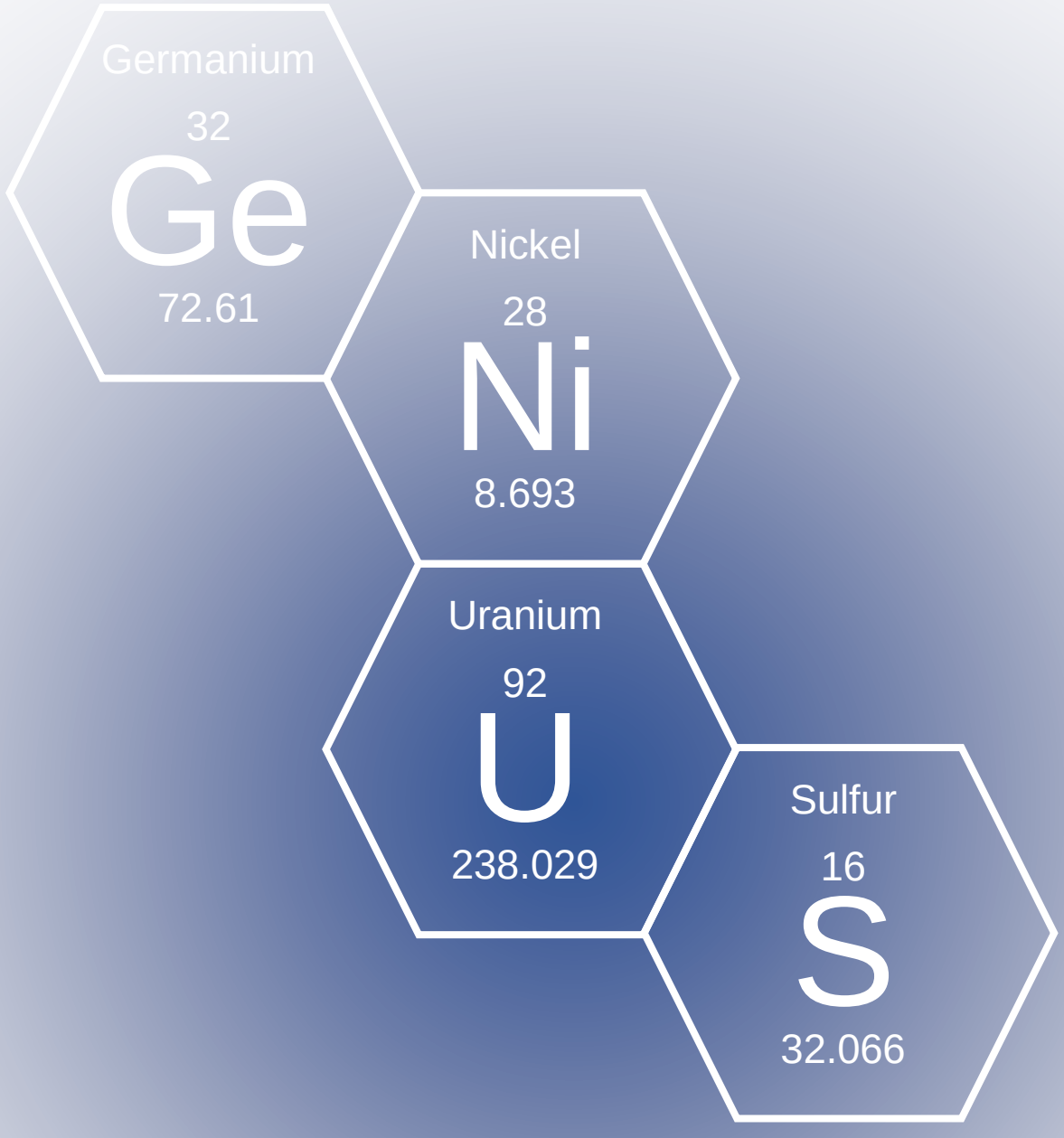


مراجعة الكيمياء

درس سرعة التفاعلات الكيميائية

للصف الثاني عشر

هذه الأوراق تستخدم للمراجعة داخل الصف ولا تُغني عن الكتاب المدرسي

محمد أحمد عبد الستار

1) ما القانون المستخدم لحساب متوسط سرعة التفاعل الكيميائي؟

$$\text{متوسط السرعة} = \frac{\text{التغير في كمية المادة المتفاعلة أو الناتجة}}{\text{التغير في الزمن } \triangle t}$$

2) عرف سرعة التفاعل الكيميائي.

التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن.

3) ما الذي تشير إليه الأقواس في التعبير $[NO_2]$

تمثل الركيز المولاري لـ $[NO_2]$

4) اشتق الوحدات المستخدمة لحساب سرعة التفاعل الكيميائي

$$\text{Rate} = \frac{\triangle \text{Concentration}}{\triangle t} = \frac{M}{s}$$

$$\frac{M}{s} = \frac{mol}{L} \times \frac{1}{s} = \frac{mol}{L.S}$$

$$\text{Rate} = mol/L.s$$

⋆ حيث يُقاس التركيز (concentration) بالمولارية (M)

⋆ المولارية (M) : عدد مولات المادة المذابة في لتر واحد من المحلول.

$$M = \frac{mol}{L}$$

5) في التفاعل

$$CO(g) + NO_2(g) \rightarrow CO_2(g) + NO(g)$$

كان تركيز NO هو 0.000M عند بداية التفاعل بينما تغير إلى 0.010M بعد ثانيتين. احسب متوسط سرعة التفاعل.

t1 = 0.0s
t2 = 2.00s
M1 = 0.000M
M2 = 0.010M

$$\text{Rate} = \frac{\triangle \text{Concentration}}{\triangle t} = \frac{M_2 - M_1}{t_2 - t_1} = \frac{0.010M - 0.000M}{2.00s - 0.0s} = \frac{0.010M}{2.00s} = 0.0050 \text{ mol/L.s}$$

6) كيف يمكن حساب سرعة التفاعل بمعرفة متوسط استهلاك غاز CO؟

$$\text{Rate} = \frac{\triangle [CO]}{\triangle t} = \frac{M_2 - M_1}{t_2 - t_1}$$

لكن في هذه الحالة يكون M1 أكبر من M2 ولهذا ستكون قيمة الناتج سالبة. لهذا نستخدم قانون مغاير لحساب معدل سرعة التفاعل باستخدام المتفاعلات. حيث تسبق العلاقة علامة سالب (-)

$$\text{Rate} = -\frac{\triangle [\text{Reactants}]}{\triangle t}$$

7) إذا علمت أن تركيز كلوريد البيوتيل C_4H_9Cl في بداية تفاعله مع الماء 0.22M ثم أصبح 0.100M بعد مرور 4.00 ثوان. احسب معدل سرعة التفاعل.

t1 = 0.00s
t2 = 4.00s
M1 = 0.220M
M2 = 0.100M

استخدمنا إشارة سالب لأننا نحسب السرعة بناءا على تغير تراكيز المتفاعلات.

$$\text{Rate} = -\frac{\triangle \text{Concentration}}{\triangle t} = -\frac{M_2 - M_1}{t_2 - t_1} = -\frac{0.100M - 0.220M}{4.00s - 0.0s} = -\frac{-0.120M}{4.00s} = 0.03000 \text{ mol/L.s}$$

Mohamed Ahmed Abdelbari

8) استعمل البيانات التالية لحساب متوسط سرعة التفاعل

$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$			
الزمن s	H_2	Cl_2	HCl
0.00	0.030	0.050	0.000
4.00	0.020	0.040	

I. احسب متوسط سرعة التفاعل مستخدماً عدد مولات H2 المستهلكة.

II. احسب متوسط سرعة التفاعل مستخدماً عدد مولات Cl2 المستهلكة.

III. إذا علمت أن متوسط سرعة التفاعل لحمض الهيدروكلوريك HCl الناتج هو 0.050mol/L.s فما تركيز HCl الذي يتكون بعد مرور 4.00 ثوان؟

9) ما نص نظرية التصادم؟

لابد من تصادم الذرات والأيونات والجزيئات بعضها ببعض لكي يتم التفاعل.

10) لماذا تفشل معظم الاصطدامات في تكوين نواتج؟

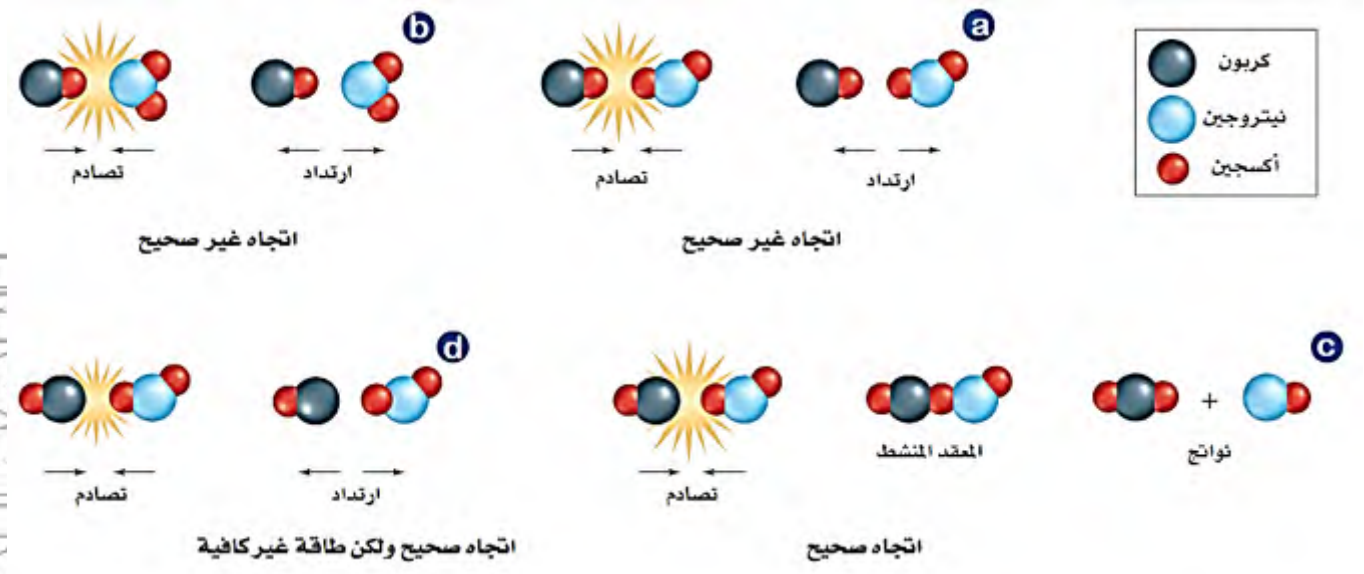
لا تتصادم الجزيئات بالشكل المناسب

11) متى يكون التصادم بشكل مناسب؟

هناك شرطان لحدوث الاصطدام بشكل مناسب.

i. عندما يكون اتجاه الاصطدام صحيح حيث تتصادم الذرات المناسبة معاً.
ii. عندما تتصادم الجزيئات بطاقة كافية لتفكيك الروابط بين المتفاعلات وتكوين روابط بين النواتج.

Mohamed Ahmed Abdelbari



12) ما هو المعقد المنشط؟ ومتى يتكون؟

المعقد المنشط: الجسيمات التي تتكون خلال التصادمات التي تحدث بشكل مناسب وهي حالة غير مستقرة يحدث خلالها تفكيك روابط وتكوين روابط جديدة.

13) ما النواتج الممكنة من المعقد المنشط؟

i. إما أن تتكون مواد جديدة (النواتج)
ii. أو يتكسر لتكوين المتفاعلات مرة أخرى.

14) قد تتصادم الجزيئات في الاتجاه الصحيح ومع هذا لا يحدث التفاعل. اذكر سبباً ممكناً.

قد تكون طاقة التصادم غير كافية لحدوث التفاعل.

15) عرف طاقة التنشيط (Ea).

الحد الأدنى من الطاقة لدى الجزيئات المتفاعلة واللازم لتكوين المعقد المنشط وحدوث التفاعل.

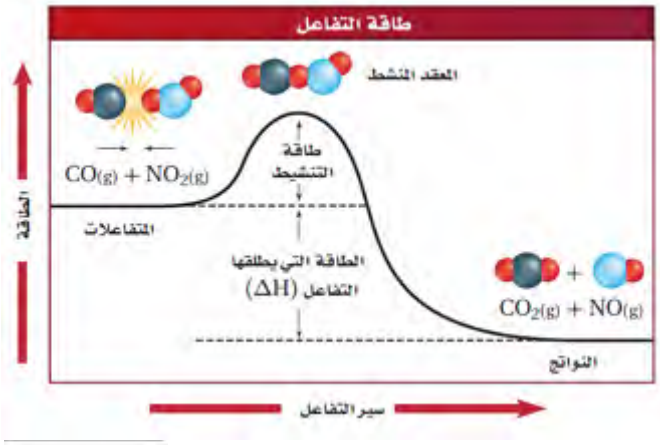
16) قارن بين الاحتمالين المتاحين لطاقة التنشيط ، (Ea) مرتفعة و (Ea) منخفضة.

17) صف العلاقة بين طاقة التنشيط وسرعة التفاعل الكيميائي.

	(E_a) مرتفعة	(E_a) منخفضة
الطاقة اللازمة لوقوع تصادمات مناسبة لحدوث التفاعل	كبيرة	صغيرة
سهولة الوصول للطاقة المناسبة	نصل إليها بعد فترة طويلة	نصل إليها بسرعة
عدد الاصطدامات ذات الطاقة المناسبة	قليل	كثير
سرعة التفاعل	أبطأ	أسرع

Mohamed Ahmed Abdelbari

18) باستخدام مخطط الطاقة التالي أجب عن الأسئلة.



I. ما المواد المتفاعلة؟

$CO_{(g)} + NO_{2(g)}$

II. ما المواد الناتجة؟

$CO_{2(g)} + NO_{(g)}$

III. لماذا لا يحدث التفاعل تلقائياً من البداية؟

لأن طاقة التنشيط أعلى من الطاقة الابتدائية (طاقة المتفاعلات)

IV. هل يلزم إضافة طاقة للتفاعل دائماً أثناء حدوثه؟ اذكر السبب

لا، لأن التفاعل طارد للحرارة، والفرق في الطاقة الذي ينطلق نتيجة تكون النواتج أكبر من طاقة التنشيط لذا تكون هذه الطاقة كافية لحدوث المزيد من التصادمات الفعالة التي تنتج بدورها المزيد من النواتج مع المزيد من الطاقة.

V. هل التفاعل طارد للحرارة أم ماص للحرارة؟

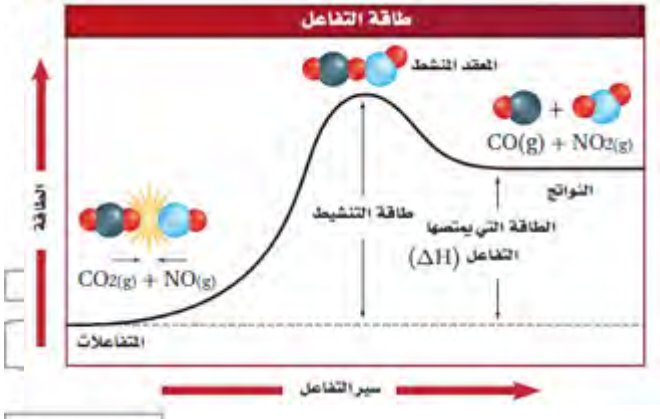
طارد للحرارة

VI. اذكر سبب اختيارك في السؤال السابق.

لأن طاقة النواتج أقل من طاقة المتفاعلات، لذا يخرج الفرق في الطاقة (△H) مع تكون النواتج.

19) في التفاعل العكسي

$CO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + NO_{(g)}$



I. حدد المتفاعلات

$CO_{2(g)} + NO_{(g)}$

II. حدد النواتج

$CO_{(g)} + NO_{2(g)}$

III. هل التفاعل ماص أم طارد للحرارة؟ مع ذكر السبب.

ماص للحرارة، لأن طاقة النواتج أعلى من طاقة المتفاعلات لما يستلزم إضافة طاة للمتفاعلات للوصول للمستوى المناسب لإنتاج النواتج.

IV. قارن بين تركيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة خلال التفاعل الكيميائي؟

يقل تركيز المتفاعلات فيما يزيد تركيز النواتج.

20) حدد العوامل المؤثرة في سرعة تفاعل كيميائي

طبيعة المواد المتفاعلة – التركيز – درجة الحرارة – مساحة السطح – المحفزات.

21) لماذا يُنتج تفاعل الخارصين مع نترات الفضة كمية أكبر من الفضة عن تلك التي ينتجها النحاس عندما يتفاعل مع نترات الفضة؟

22) لماذا يكون تفاعل نترات النحاس مع الخارصين أسرع من تفاعلها مع النحاس؟

لأن النحاس أنشط من الخارصين. (مثال على تأثير طبيعة المواد المتفاعلة على سرعة التفاعل)

Mohamed Abdel

23) لماذا يتفاعل حمض الهيدروكلوريك مع الماغنيسيوم أسرع من الحديد؟

24) كيف تتأثر سرعة التفاعل بزيادة تراكيز المتفاعلات؟

بزيادة تراكيز المتفاعلات تزداد عدد التصادمات مما يزيد سرعة التفاعل الكيميائي.

25) أي الحالتين في الصورة المجاورة تحتوي على كمية أكبر من الأكسجين؟ مع ذكر السبب.

ب أ

الحالة (ب) تحتوي على كمية أكبر من الأكسجين.
ودلالة هذا أن اللهب في الحالة الثانية أكثر إضاءة.
(دليل على تأثير التركيز في سرعة التفاعل الكيميائي)

26) ما الرابط بين مساحة السطح وسرعة التفاعل؟

كلما زادت مساحة سطح المواد المتفاعلة زادت فرص حدوث التصادمات الفعالة مما يزيد سرعة التفاعل. فالمواد المطحونة تتفاعل أسرع من المواد المتكتلة.

27) لماذا يفسد الطعام أسرع خارج الثلاجة؟

زيادة درجة الحرارة يؤدي لزيادة الطاقة الحركية للمواد المتفاعلة مما يسبب زيادة عدد التصادمات الفعالة مما يزيد سرعة التفاعل.

28) كيف تتغير سرعة التفاعل بزيادة درجة الحرارة بمقدار 10 درجات؟

تتضاعف سرعة التفاعل مع كل زيادة في درجة الحرارة بمقدار 10 درجات (سيليزية أو كيلفن)

من الرسم البياني المقابل.

29) حدد السرعة النسبية للتفاعل عند درجة حرارة 325K

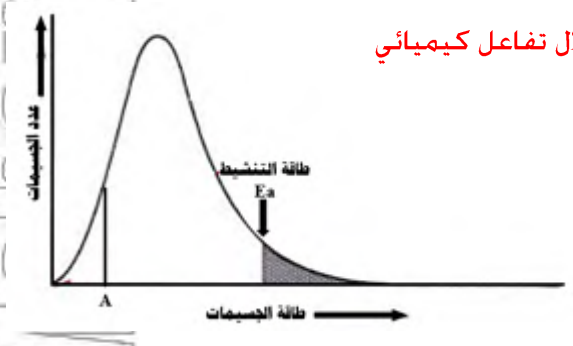
20

30) كيف تغيرت سرعة التفاعل بين درجتي 330K , 300K

الفرق في درجة الحرارة 30K ومع كل 10 درجات تتضاعف سرعة التفاعل. لذا فقد تضاعفت سرعة التفاعل لثلاث مرات (3 × 2) أي زادت ستة أضعاف لتصل إلى 30 تقريباً

31) كيف ستتغير سرعة التفاعل مع رفع درجة الحرارة بمقدار 20K؟

يوضح الشكل المقابل عدد الجسيمات مقابل الطاقة التي تمتلكها خلال تفاعل كيميائي



32) كيف أتعرف على عدد جسيمات المادة المتفاعلة؟

المساحة تحت المنحنى تعبر عن عدد الجسيمات.

33) كيف أتعرف على عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة تساوي (A)؟

نمد خط من النقطة (A) ونجدد عدد الجسيمات من الخط الرأسي.

34) كيف أتعرف على عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة أقل من (A)؟

بحساب المساحة تحت المنحنى قبل النقطة (A).

Mohamed Abdelbari

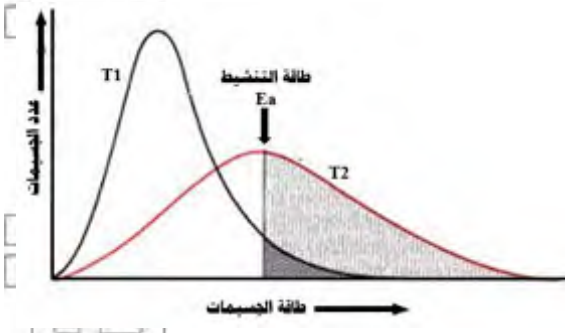
35) كيف أتعرف على عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة أكبر من (A)؟

بحساب المساحة تحت المنحنى بعد النقطة (A).

36) كيف أتعرف على عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة أكبر من طاقة التنشيط (Ea)؟

بحساب المساحة تحت المنحنى من بعد الخط الممتد من طاقة التنشيط والمتقاطع مع المنحنى.

يمثل الشكل المقارنة بين العلاقة السابقة لكن في درجتي حرارة مختلفتين.



37) أي الحالتين يتم فيها التفاعل في درجة حرارة أعلى؟

المنحنى المنخفض T2

38) أي المنحنيين يمتلك مساحة كلية أكبر تحته؟ ولماذا؟

المساحة تحت المنحنيين متساوية. لأن المساحة تحت المنحنى تعبر عن عدد جزيئات المادة المتفاعلة وعدد الجزيئات ثابت في الحالتين لكن درجة الحرارة هي التي تتغير.

39) أي المنحنيين يعبر عن عدد أكبر من الجسيمات التي تدخل التفاعل؟

التفاعل في حالة درجة الحرارة الأعلى (T2) وذلك لأن المساحة تحت المنحنى بعد طاقة التنشيط (المساحة المظللة) أكبر في حالة التفاعل في درجة الحرارة الأعلى (T2) .

40) أي الدرجتين يحدث عندها التفاعل أسرع؟ مع الشرح باستخدام الرسم.

يحدث التفاعل أسرع عند درجة الحرارة الأعلى (T2) وذلك لأن عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة تساوي طاقة التنشيط أو أكثر عند درجة الحرارة (T2) أكبر من تلك عند (T1) وذلك لأن المساحة بعد طاقة التنشيط في حالة (T2) أكبر من المساحة تحت المنحنى في حالة (T1).

41) عرف المحفزات واذكر مثالاً عليها.

المحفزات: مواد تعمل على زيادة سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تُستهلك خلاله.

مثل الإنزيمات التي تساعد على تسريع التفاعلات في الخلايا.

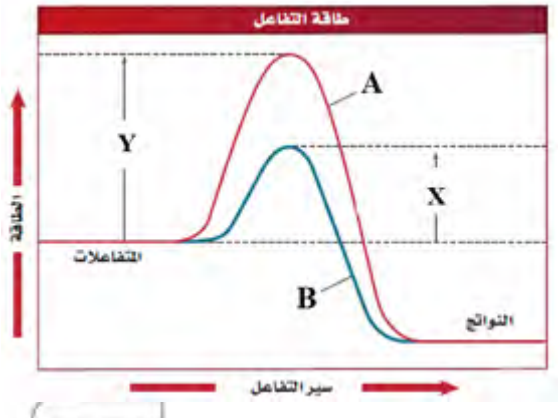
42) لماذا لا يُتضمن المحفز في المعادلة الكيميائية؟

لأنه لا يزيد من عدد النواتج ولا يدخل ضمن المواد المتفاعلة ولا يعتبر ناتجاً.

43) ما المثبطات؟

مواد تعمل على إبطاء سرعة التفاعل، أو تحول دون حدوثه أحياناً.

في الرسم المقابل،



44) أي التفاعلين يتم في وجود حفاز (محفز)؟

- A ○
- B ○

45) علل اختيارك في السؤال السابق.

لأن دور المحفز أن يخفض طاقة التنشيط وطاقة تنشيط التفاعل (B) أقل من طاقة التنشيط في التفاعل (A) .

46) ما الذي تعبر عنه X ؟

طاقة تنشيط التفاعل مع المحفز

47) ما الذي تعبر عنه Y ؟

طاقة تنشيط التفاعل بدون المحفز

Mohamed Abdo

48) اذكر بعض الطرق التي تعمل بها المثبطات.

1. غلق المسارات المنخفضة للطاقة، حيث تزيد طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل.
2. تتفاعل مع المحفز فتغير من خصائصه ولا يستطيع القيام بدوره.
3. في التفاعلات الحيوية ترتبط مع الإنزيمات فتمنعها من أداء وظائفها.

49) كيف تستخدم المثبطات في صناعة الأغذية؟

تستخدم كمواد حافظة أو مضادات للأكسدة.

50) لماذا تتناقص سرعة معظم التفاعلات تدريجياً؟

بسبب استهلاك المواد المتفاعلة مما يقلل تركيزها فتقل عدد الجسيمات المتوافرة للتصادم فتقل سرعة التفاعل.

51) ما الذي يعبر عنه قانون سرعة التفاعل؟

يعبر عن العلاقة الرياضية بين سرعة التفاعل وتركيز المواد المتفاعلة.

52) أكتب قانون السرعة للتفاعل التالي. A→B

$$R=k[A]$$

R سرعة التفاعل (اختصار لكلمة Rate)

k ثابت سرعة التفاعل (قيمة عددية ترتبط بدرجة الحرارة ولا تتغير مع تغير التركيز)

[A] تركيز المواد المتفاعلة

يعبر عن قانون سرعة التفاعل بحاصل ضرب قيمة ثابتة في تركيز المتفاعلات

53) ما الوحدات المستخدمة لحساب ثابت السرعة؟

$L^2/mol^2.s$, $L/mol^2.s$, s^{-1}

54) كيف يتم تحديد قانون سرعة التفاعل؟

يتم ذلك تجريبياً.

55) ما العلاقة بين سرعة التفاعل والتركيز المولاري للمتفاعلات؟

علاقة طردية، كلما زاد تركيز المتفاعلات زادت سرعة التفاعل.

56) ما الذي تعنيه اختلاف القيم للثابت K في التفاعلات المختلفة؟

قيمة K الكبيرة : تعني أن التفاعل يتم بسرعة كبيرة وبطريقة أخرى تتحول المتفاعلات بسرعة كبيرة إلى نواتج.

57) إذا كانت سرعة التفاعل في تفاعل تحلل فوق أكسيد الهيدروجين. $R=k[H_2O_2]$ حدد رتبة التفاعل مع ذكر السبب.

التفاعل من الرتبة الأولى لأن تركيز فوق أكسيد الهيدروجين مرفوع للأس 1

58) كيف تتغير سرعة تحلل فوق أكسيد الهيدروجين مع انخفاض تركيزها للنصف؟

ستنخفض سرعة التفاعل للنصف.

59) كيف يتم تحديد رتبة التفاعل؟

يتم تحديدها تجريبياً.

60) ما الرتبة الكلية لتفاعل كيميائي؟

هي مجموع رتب المواد المتفاعلة.

Mohamed Ahmed albari

61) اكتب القانون العام لسرعة التفاعل $aA + bB \rightarrow cC + dD$

$$R=k[A]^m[B]^n$$

[B],[A] تراكيز المواد المتفاعلة
m رتبة التفاعل المرتبطة بالمادة A
n رتبة التفاعل المرتبطة بالمادة B

سرعة التفاعل تساوي حاصل ضرب ثابت سرعة التفاعل في تركيز المتفاعلات مرفوعة لأس يساوي الرتبة التي تحدد تجريبياً

62) متى تتساوى قيمة m,n من قانون سرعة التفاعل مع قيم a,b من المعادلة الموزونة؟

تتساوى هذه القيم إذا كان التفاعل يحدث في خطوة واحدة.

63) لماذا لا تتساوى قيمة m,n من قانون سرعة التفاعل مع قيم a,b من المعادلة الموزونة؟

لأن تفاعلات الخطوة الواحدة ليست شائعة.

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

65) إذا كان قانون السرعة $R=k[H_2][NO_2]^2$ ما الذي يحدث إذا.

66) تضاعف تركيز NO مرتين؟

تتضاعف السرعة أربع أضعاف لأن تريز NO مرفوع للأس 2

67) إذا تضاعف تركيز الهيدروجين مرتين؟

تتضاعف سرعة التفاعل مرة واحدة لأن تركيز الهيدروجين مرفوع للأس 1

68) ما رتبة التفاعل في حالة NO؟

الثانية

69) ما رتبة التفاعل في حالة H2 ؟

الأولى

70) ما رتبة التفاعل الكلية؟

الثالثة (2+1)

71) يبين الجدول التالي ثلاث محاولات مختلفة لتفاعل مادتين A,B باستخدام تراكيز مختلفة.

$aA + bB \rightarrow products$

المحاولة	السرعة	تركيز [A]	تركيز [B]
1	2×10^{-3}	0.1	0.1
2	4×10^{-3}	0.2	0.1
3	16×10^{-3}	0.2	0.2

72) ما الذي حدث عندما تضاعف تركيز المادة A في المحاولة الثانية؟

تضاعفت سرعة التفاعل.

73) استنتج رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A ، مع توضيح السبب

الرتبة الأولى ، لأن السرعة تضاعفت بنفس مقدار تضاعف التركيز.

74) ما الذي حدث عندما تضاعف تركيز المادة B بين المحاولة الثانية والثالثة؟

تضاعفت سرعة التفاعل أربعة أضعاف.

75) استنتج رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B ، مع توضيح السبب

الرتبة الثانية ، لأن السرعة تضاعفت بمقدار أربعة أضعاف مع مضاعفة التركيز بمقدار 2

Mohamed Ahmed Abdelbari

76) اكتب قانون سرعة التفاعل

$R=k[A]^1[B]^2$

77) ما رتبة التفاعل

الرتبة الثالثة (مجموع الأسس 1+2)

78) في التفاعل $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$

لو التفاعل من الرتبة الأولى للأكسجين، والرتبة الكلية للتفاعل هي الثالثة. فما قانون السرعة؟

$R=k[NO]^2[O_2]^1$

79) اكتب قانون سرعة التفاعل التالي

$aA + bB \rightarrow products$

المحاولة	السرعة	تركيز [A]	تركيز [B]
1	2×10^{-3}	0.1	0.1
2	2×10^{-3}	0.2	0.1
3	4×10^{-3}	0.2	0.2

$R=k\ [B]$

80) إذا كانت سرعة التفاعل $CH_3CHO_{(g)} \rightarrow CH_{4(g)} + CO_{2(g)}$ **هو** $R=k[CH_3CHO]^2$ **أكمل البيانات التالية**

المحاولة	السرعة	تركيز [A]
1	2.7×10^{-11}	2×10^{-3}
2	10.8×10^{-11}	4×10^{-3}
3		8×10^{-3}

الخطوة الأولى:

باستخدام المحاولة الأولى نحسب ثابت سرعة التفاعل k بمعلومية السرعة التركيز.

$R=k[CH_3CHO]^2$

$K=\frac{R}{[CH_3CHO]^2}$

$K=\frac{2.7\times10^{-11}}{(2\times10^{-3})^2} = 6.75\times10^{-6}$

الخطوة الثانية:

باستخدام المحاولة الثالثة نحسب سرعة التفاعل باستخدام ثابت سرعة التفاعل والتركيز.

$R=k[CH_3CHO]^2$

$R=6.75\times10^{-6} \times [8\times10^{-3}]^2$

$R= 4.32\times10^{-10}$ mol/L.s

Mohamed Ahmed Abdelbari