

تعيين رتبة التفاعل لتفاعل يشتمل على أكثر من مادة متفاعلة

سؤال 1 :

NO_2 يتفاعل ثاني أكسيد النيتروجين مع حمض الهيدروكلوريك HCl ، وفق معادلة التفاعل الآتية:



أجريت ثلاث تجارب بتراكيز مختلفة عند درجة حرارة ثابتة؛ وجرى حساب سرعة التفاعل الابتدائية لكل تجربة، وسجلت النتائج؛ فكانت كما تظهر في الجدول الآتي:

1- أكتب قانون سرعة التفاعل العام.

قانون سرعة التفاعل العام:

$$R = k [\text{NO}_2]^x [\text{HCl}]^y$$

2- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة NO_2 .

NO_2 لتحديد رتبة التفاعل بالنسبة للمادة ؛ أقرن بين تركيز NO_2 وسرعة التفاعل في التجريبتين (1) و (2) عند ثبات تركيز HCl ، حيث ألاحظ أن تركيز NO_2 تضاعف مرتين:

$$0.60.3 = 2$$

وفي المقابل تضاعفت السرعة مرتين:

$$2.8 \times 10^{-3} = 2 \times 1.4 \times 10^{-3}$$

NO_2 وعليه فإن رتبة المادة المتفاعلة هي الرتبة الأولى (1).

أو يمكن أن نقسم التجربة رقم (2) على التجربة رقم (1):

$$\frac{R_2}{R_1} = \frac{k [\text{NO}_2]^x [\text{HCl}]^y}{k [\text{NO}_2]^x [\text{HCl}]^y}$$

k وباختصار قيمة ثابت السرعة وتركيز HCl لأنهما ثابتان تصبح العلاقة:

$$R_{2R1} = [NO_2]^x [NO_2]^x$$

$$2.8 \times 10^{-3} = [0.6]^x [0.3]^x$$

$$2 = (2)^x \Rightarrow x = 1$$

3- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة HCl .

HCl لتحديد رتبة التفاعل بالنسبة للمادة ؛ أقرن بين تركيز HCl وسرعة التفاعل في التجريبتين (1) و (3) عند ثبات تركيز NO₂ ، حيث ألاحظ أن تركيز HCl تضاعف مرتين:

$$0.60.3 = 2$$

وفي المقابل تضاعفت السرعة مرتين:

$$2.8 \times 10^{-3} = 2$$

HCl وعليه فإن رتبة المادة المتفاعلة هي الرتبة الأولى (1).

أو يمكن أن نقسم التجربة رقم (3) على التجربة رقم (1):

$$R_{3R1} = k [NO_2]^x [HCl]^y k [NO_2]^x [HCl]^y$$

$$R_{3R1} = [HCl]^y [HCl]^y$$

$$2.8 \times 10^{-3} = [0.6]^y [0.3]^y$$

$$2 = (2)^y \Rightarrow y = 1$$

4- أستنتج قانون السرعة لهذا التفاعل.

قانون السرعة لهذا التفاعل:

$$R = k [NO_2]^1 [HCl]^1$$

5- أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k ، وأحدد وحدته.

k لحساب قيمة ثابت السرعة نعوض قيم التركيز والسرعة في إحدى التجارب الواردة في الجدول، فمثلاً يمكن تعويض القيم الواردة في الجدول والخاصة بالتجربة

رقم (1):

$$R = k [\text{NO}_2]^1 [\text{HCl}]^1$$

$$1.4 \times 10^{-3} = k [0.3]^1 [0.3]^1$$

$$k = 1.55 \times 10^{-2} \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

6- أحسب سرعة التفاعل عندما يكون $[\text{NO}_2] = [\text{HCl}] = 0.1 \text{ M}$

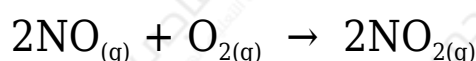
$$R = k [\text{NO}_2]^1 [\text{HCl}]^1$$

$$R = 1.55 \times 10^{-2} [0.1]^1 [0.1]^1$$

$$R = 1.55 \times 10^{-4}$$

سؤال 2 :

NO يتفاعل غاز أحادي أكسيد النيتروجين مع غاز الأكسجين O_2 ، مكوناً غاز ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 ، وفق معادلة التفاعل الآتية:



NO وبقياس سرعة التفاعل الابتدائية عند تراكيز ابتدائية مختلفة من O_2 و سجلت النتائج كما يظهر في الجدول الآتي:

رقم التجربة	[NO] M	[O ₂] M	السرعة الابتدائية (M.s ⁻¹)
1	1×10^{-1}	2×10^{-1}	7×10^{-2}
2	2×10^{-1}	2×10^{-1}	2.8×10^{-1}
3	1×10^{-1}	4×10^{-1}	1.4×10^{-1}

أستعين بنتائج هذه التجارب في تحديد رتبة التفاعل بالنسبة لكل من أحادي أكسيد النيتروجين والأكسجين.

الحل:

لتحديد رتبة التفاعل بالنسبة للمادة ؛ أقرن بين تركيز NO وسرعة التفاعل في التجريبتين (1) و (2) عند ثبات تركيز O_2 ، حيث ألاحظ أن تركيز NO تضاعف مرتين:

$$2 \times 10^{-11} \times 10^{-1} = 2$$

وفي المقابل تضاعفت السرعة (4) مرات:

$$2.8 \times 10^{-17} \times 10^{-2} = 4$$

NO وعليه فإن رتبة المادة المتفاعلة هي الرتبة الثانية (2).
أو يمكن أن نقسم التجربة رقم (2) على التجربة رقم (1):

$$k [NO]^x [O_2]^y k [NO]^x [O_2]^y = R_2 R_1$$

k وباختصار قيمة ثابت السرعة وتركيز O_2 لأنهما ثابتان تصبح العلاقة:

$$R_2 R_1 = [NO]^x [NO]^x$$

$$2.8 \times 10^{-17} \times 10^{-2} = [0.2]^x [0.1]^x$$

$$4 = (2)^x \Rightarrow x = 2$$

O_2 لتحديد رتبة التفاعل بالنسبة للمادة ؛ أقرن بين تركيز O_2 وسرعة التفاعل في التجريبتين (1) و (3) عند ثبات تركيز NO ، حيث ألاحظ أن تركيز O_2 تضاعف مرتين:

$$4 \times 10^{-12} \times 10^{-1} = 2$$

وفي المقابل تضاعفت السرعة مرتين:

$$1.4 \times 10^{-17} \times 10^{-2} = 2$$

O_2 وعليه فإن رتبة المادة المتفاعلة هي الرتبة الأولى (1).
أو يمكن أن نقسم التجربة رقم (3) على التجربة رقم (1):

$$k [NO]^x [O_2]^y k [NO]^x [O_2]^y = R_3 R_1$$

k وباختصار قيمة ثابت السرعة وتركيز NO لأنهما ثابتان تصبح العلاقة:

$$R_3 R_1 = [O_2]^y [O_2]^y$$

$$2.8 \times 10^{-11} = 1.4 \times 10^{-1} = [0.6]^y [0.3]^y$$

$$2 = (2)^y \Rightarrow y = 2$$