

أسئلة المحتوى وإجاباتها

سرعة التفاعلات الكيميائية

تجربة استهلاكية صفحة (9):

مفهوم سرعة التفاعل الكيميائي

التحليل والاستنتاج:

1- أستنتج: كيف أستدل على حدوث التفاعل ليميائي؟

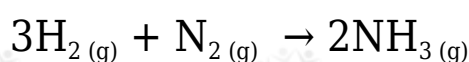
تصاعد غاز الهيدروجين، ونقصان كتلة شريط المغنيسيوم.

2- أكتب معادلة كيميائية موزونة تصف التفاعل الحاصل.



أتحقق صفحة (12):

H_2 يتفاعل الهيدروجين مع غاز النيتروجين N_2 وفق ظروف معينة لإنتاج الأمونيا NH_3 ، ويعبر عن ذلك بالمعادلة:



M/s أحسب سرعة استهلاك غاز الهيدروجين علماً أن سرعة إنتاج الأمونيا 0.16

$$R = - \Delta [\text{H}_2] \Delta t = 12 \Delta [\text{NH}_3] \Delta t$$

$$R = - 13 \Delta [\text{H}_2] \Delta t = 12 \times 0.16 \text{ M/s}$$

$$\Delta [\text{H}_2] \Delta t = 0.24 \text{ M/s}$$

أتحقق صفحة (13):

أوضح المقصود بالسرعة المتوسطة للتفاعل.

سرعة المتوسطة للفاعل: التغير الكلي لكمية المادة المتفاعلة أو الناتجة على الزمن المستغرق في ذلك.

الشكل (6) صفحة (15):

s لماذا تكون سرعة التفاعل عند الزمن 30 أقل من سرعته الابتدائية؟

لأن تراكيز المتفاعلات تقل بمرور الزمن، فتقل سرعة التفاعل.

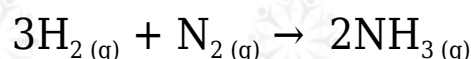
أتحقق صفحة (16):

s أحسب سرعة التفاعل خلال المدة 3000 - 4800

$$R = \frac{\Delta [O_2]}{\Delta t} = \frac{0.0075 - 0.0064}{4800 - 3000} = 0.00111800 = 6.1 \times 10^{-7} \text{ M/s}$$

أتحقق صفحة (18):

H₂ يتفاعل غاز الهيدروجين مع غاز النيتروجين N₂ لإنتاج الأمونيا NH₃ ، وفق المعادلة الآتية:



NH₃ أحسب سرعة تكون الأمونيا علماً أن تركيز الأمونيا في بداية التفاعل 0.2 M ثم أصبح تركيزها 0.6 M بعد زمن 15 s

$$R = \frac{\Delta [NH_3]}{\Delta t} = \frac{([NH_3]_2 - [NH_3]_1)}{t_2 - t_1} = \frac{0.6 - 0.2}{15} = 2.6 \times 10^{-2} \text{ M/s}$$