

1. En la reacción de formación de HI a partir de I_2 y de H_2 en fase gaseosa ($I_2(g) + H_2(g) \rightarrow 2 HI(g)$) han desaparecido 0,8 moles/l de yodo molecular en 2 segundos. Calcula la velocidad media de reacción en ese intervalo de tiempo, referida a cada uno de los reactivos y del producto. *Solución:* $(-r_{I_2}) = (-r_{H_2}) = 0,4 \text{ moles/s}$; $(r_{HI}) = 0,8 \text{ moles/s}$
2. La reacción en fase gaseosa: $2 A + B \rightarrow 3 C$ es una reacción elemental y, por tanto, de orden dos respecto de A y de orden uno respecto de B. a) Formule la expresión para la ecuación de velocidad. b) Indique las unidades de la velocidad de reacción y del coeficiente cinético. c) Justifique cómo afecta a la velocidad de reacción un aumento de la temperatura a volumen constante. d) Justifique cómo afecta a la velocidad de reacción un aumento del volumen a temperatura constante. *Solución:* a) $(-r_A) = K C_A^2 C_B$; b) $[r] = \text{moles/l}\cdot\text{s}$; $[k] = l^2/(\text{mol})^2\cdot\text{s}$; c) *umenta*; d) *no afecta*.
3. En la reacción $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g)$, en un momento dado el hidrógeno está reaccionando a la velocidad de $0,090 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$: a) Calcula la velocidad a la que está reaccionando el nitrógeno. b) Determina con qué velocidad se forma el amoníaco en ese momento. *Solución:* a) $0,03 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$ y b) $0,06 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$
4. La ecuación de velocidad de cierta reacción es $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$. Razone si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas: a) Las unidades del coeficiente cinético son $\text{mol}^{-1}\cdot\text{L}\cdot\text{s}^{-1}$. b) Si se duplican las concentraciones de A y de B, en igualdad de condiciones, la velocidad de reacción será ocho veces mayor. c) Si se disminuye el volumen a la mitad, la velocidad de reacción será ocho veces mayor. *Solución:* F; V; V.
5. Para la reacción $A(g) \rightarrow B(g) + C(g)$ el valor de la constante de velocidad a una cierta temperatura es $1,5 \cdot 10^{-3} \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$. a) ¿Cuál es el orden de la reacción? b) ¿Cuál es la ecuación de velocidad? c) A esa misma temperatura, ¿cuál será la velocidad de la reacción cuando la concentración de A sea 0,242 M? *Solución:* a) *orden 2*; b) $v = k C_A^2$; c) $8,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$
6. La descomposición de una sustancia A sigue una cinética de primer orden, cuyo coeficiente cinético vale 0,6 M/s. Si la concentración de A inicial es de 0,5 M, ¿cuál será la concentración de A cuando hayan transcurrido 3 segundos? *Solución:* 0,08 M
7. Para una reacción hipotética: $A + B \rightarrow C + D$, en unas condiciones determinadas, la energía de activación de la reacción directa es 90 kJ/mol, mientras que la energía de activación de la reacción inversa es 55 kJ/mol. a) Represente, en un diagrama energético, las energías de activación de la reacción directa e inversa. b) La reacción directa, ¿es exotérmica o endotérmica? Razone la respuesta. c) Indique cómo influirá en la velocidad de reacción la utilización de un catalizador.
8. Para cierta reacción química, el valor del coeficiente cinético se duplica al aumentar la temperatura desde 260 K hasta 300 K. Calcular: a) La energía de activación; b) La constante de velocidad a 350 K si a 298 K es $0,015 \text{ mol}^{-2}\text{L}^2\text{s}^{-1}$. (Dato: $R = 8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$). *Solución:* a) 11,23 kJ/mol; b) $0,0294 \text{ mol}^{-2}\text{L}^2\text{s}^{-1}$
9. Para cierta reacción química, el valor del coeficiente cinético se triplica al aumentar la temperatura desde 10°C hasta 30°C. Calcular: a) La energía de activación. b) El coeficiente cinético a 50°C si a 25°C es $0,024 \text{ mol}^{-1} \text{ L s}^{-1}$. (Dato: $R = 8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$) *Solución:* 39,14 kJ/mol; $0,0815 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L}\cdot\text{s}^{-1}$.
10. La descomposición del compuesto A sigue una cinética de orden_cero con $k=1,0 \times 10^{-5} \text{ M/s}$. Si se parte de una concentración inicial de A 1,0 M, calcula: a) la concentración molar de A al cabo de 12 h de descomposición, b) el tiempo necesario para que la concentración sea 0,2 M, c) la vida media. *Solución:* a) 0,57 M; b) 22 horas; c) 14 horas.
11. La descomposición del compuesto A sigue una cinética de primer orden con $k=1,0 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$. Si se parte de una concentración inicial de A 1,0 M, calcula: a) la concentración molar de A al cabo de 12 h de descomposición, b) el tiempo necesario para que la concentración sea 0,2 M, c) la vida media. *Solución:* a) 0,65 M; b) 45 horas; c) 19 horas.
12. La descomposición del compuesto A sigue una cinética de segundo orden con $k=1,0 \times 10^{-5} \text{ M}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$. Si se parte de una concentración inicial de A 1,0 M, calcula: a) la concentración molar de A al cabo de 12 h de descomposición, b) el tiempo necesario para que la concentración sea 0,2 M, c) la vida media. *Solución:* a) 0,7 M; b) 110 horas; c) 28 horas.
13. Describa aplicando el principio de Le Châtelier como afectará un aumento de presión a estas reacciones:
a) $H_2(g) + Cl_2(g) \leftrightarrow 2 HCl(g)$
b) $2.H_2(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2 H_2O(g)$

Solución: a) No la afecta b) La favorece

14. Se ha encontrado que cuando la reacción: $3 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{HNO}_3 + \text{NO}$, llega al equilibrio a 300°C contiene 0,60 moles de dióxido de nitrógeno, 0,40 moles de agua, 0,60 moles de ácido nítrico y 0,80 moles de óxido nítrico. Calcular cuántos moles de ácido nítrico deben añadirse al sistema para que la cantidad final de dióxido de nitrógeno sea de 0,90 moles. El volumen del recipiente es de 1,00L. *Solución: 0,91 moles*
15. La formación del trióxido de azufre por oxidación del dióxido es un paso intermedio en la fabricación del ácido sulfúrico. La constante de equilibrio (K_p) de la reacción: $2 \text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_{3(g)}$ vale 0,13 a 830°C . En un experimento se hacen reaccionar 2,00 moles de dióxido de azufre con 2,00 moles de oxígeno. ¿Cuál debe ser la presión total de equilibrio para tener un rendimiento del 70% en trióxido de azufre? *Solución 105 atm*
16. A 300°C y una presión total de 629 atm., la reacción entre el cloruro de hidrógeno y el oxígeno para dar cloro y agua alcanza el equilibrio cuando se ha completado en un 80%. ¿Cuál tendría que ser la presión para que la reacción alcanzara el equilibrio cuando se hubiese completado en un 50%? *Solución: 1,1 atm*
17. Un recipiente de 1,00L se llena con una mezcla en volúmenes iguales de oxígeno y dióxido de nitrógeno a 27°C y 673 mm Hg de presión parcial. Se calienta a 420°C y una vez alcanzado el equilibrio se encuentran 0,0404 moles de oxígeno. Calcular la constante de equilibrio para el proceso $2\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$ y la presión total de la mezcla. *Solución: $K_p = 4,1$ y $P_T = 4,3 \text{ atm}$*
18. La constante K_p para la reacción entre el dióxido de carbono puro y el grafito, en exceso, caliente es 10. $\text{CO}_{2(g)} + \text{C}_{(s)} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_{(g)}$. Calcular: a) La composición en volumen de los gases en equilibrio a 817°C y una presión total de 6,1 atm y la presión parcial del dióxido de carbono en el equilibrio. y b) ¿Para qué presión se obtendrá un 10% en volumen de dióxido de carbono? *Solución: 5) a) 30% de CO_2 , 70 % de CO y $P_{\text{CO}_2} = 1,82 \text{ atm}$; b) 1,2 at.*
19. En un recipiente se introduce cierta cantidad de carbamato amónico, $\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2$ sólido que se disocia en amoníaco y dióxido de carbono cuando se evapora a 25°C . Sabiendo que la constante K_p para el equilibrio $\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_{2(s)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(g)} + \text{CO}_{2(g)}$ y a esa temperatura vale $2,3 \cdot 10^{-4}$. Calcular K_c y las presiones parciales en el equilibrio. *Solución: $K_c = 1,57 \cdot 10^{-8}$; $P_{\text{CO}_2} = 0,039 \text{ atm}$; $P_{\text{NH}_3} = 0,077 \text{ atm}$*
20. A 60°C y 1 atm de presión, el tetróxido de dinitrógeno está disociado un 53,0%. Calcular: a) el porcentaje de disociación a a misma temperatura y 2000 mm Hg de presión. b) la presión a la cual el tetróxido estaría disociado en un 67% a la misma temperatura. *Solución: a) 36%; b) 0,45 atm*
21. Para la siguiente reacción: $4 \text{HCl}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{Cl}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$ se tienen 0,8 moles de cloruro de hidrógeno, 0,2 moles de oxígeno, 1,6 moles de cloro y 1,6 moles de agua cuando el sistema alcanza el equilibrio a 300°C y una presión total de 629 atm. ¿A qué presión habrá que llevar al sistema para que se reduzca el número de moles de cloro a 1,00? *Solución: 1,05 atm*
22. A 480°C y 1 atm de presión, el amoníaco se disocia en un 66% en sus elementos. Determinar la composición en volumen de la mezcla en las condiciones anteriores y bajo una presión total de 4 atm. *Solución: a) 20% de NH_3 ; 20% de N_2 ; 60% de H_2 ; b) 42% de NH_3 ; 14,5 % de N_2 y 43,5% de H_2*
23. La constante de equilibrio, a 745K, de la reacción $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ es $K_c = 50$. a) ¿Qué cantidad de HI se encontrará tras alcanzarse el equilibrio, si inicialmente, introducimos 1,00 moles de yodo y 3,00 moles de hidrógeno en un recipiente de 1 L a esa temperatura? b) Una vez se ha alcanzado el equilibrio en a) añadimos 3,00 moles más de hidrógeno, ¿cuál será la nueva concentración de HI en el nuevo estado de equilibrio? *Solución: a) 1,93 moles; b) 1,97 moles*
24. Se establece el equilibrio $\text{SbCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g)$ calentando 29,9 g de $\text{SbCl}_5(g)$ a 182°C en un recipiente de 3,00 L. Calcular: a) La concentración de las distintas especies en equilibrio si la presión total es de 1,54 atm, b) el grado de disociación y c) las constantes K_c y K_p . *Solución: a) 0,025 M; $8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ y $8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$; b) 24%; c) $K_p = 9,45 \cdot 10^2$ y $K_c = 2,52 \cdot 10^{-3}$*