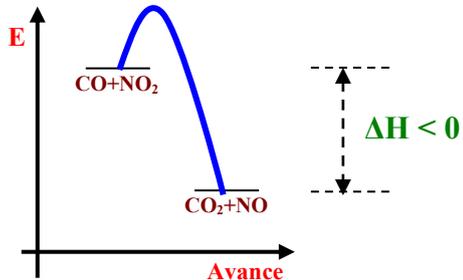


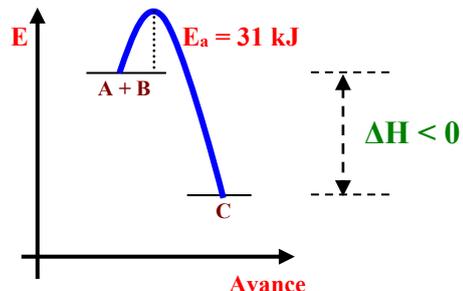
QUÍMICA 2º BACHILLERATO**HOJA Nº 10****SOLUCIONES****CINÉTICA QUÍMICA**

1.-/ a) Falsa b) Verdadera c) Verdadera

2.-/ a)  b) Exotérmica

3.-/ a) Camino 2 b) 75 kJ/mol c) 40 kJ/mol (Endotérmica, $\Delta H > 0$)

4.-/ a) Verdadera b) Falsa c) Falsa

5.-/ a)  b) Exotérmica c) Modificando la E_a

6.-/ a) $K_c = 0,02$
b) Izquierda
c) No afecta al equilibrio

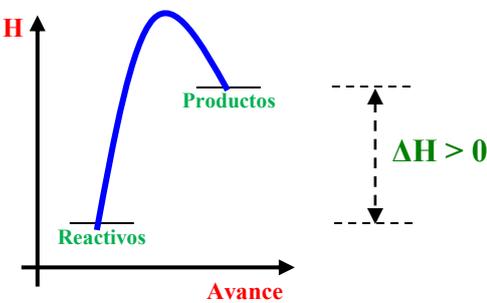
7.-/ a) 40 kJ (si el catalizador es positivo); 80 kJ (si el catalizador es negativo)
b) $\Delta H = -20$ kJ
c) Un aumento de la velocidad de reacción

8.-/ a) $v = k \cdot [A] \cdot [B]$
b) 2
c) Ver teoría

9.-/ a) Verdadera
b) Falsa
c) Falsa

10.-/ a) k depende de la temperatura.
b) Falso. La reacción es de orden 2 respecto de A.

11.-/ a) $v = k \cdot [A] \cdot [B]$
b) 2
c) $L \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}$

- 12.-/ a) Verdadera
b) Falsa
c) Falsa
- 13.-/ a) 1
b) 2
c) $L \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}$
- 14.-/ a) $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$
b) $k = 5,5 \cdot 10^{-3} L^2 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}$
- 15.-/ a) Falsa
b) Verdadera
c) Falsa, $k = 6,0 L \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}$
- 16.-/ a) $k = 3,5 \cdot 10^{-2} L \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}$
b) $v = 1,4 \cdot 10^{-3} mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$
- 17.-/ a) 2 respecto del NO y 1 respecto del H₂
b) 3
c) $L^2 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}$
- 18.-/ a) La velocidad no es contante pues la concentración de los reactivos disminuye con el tiempo.
b) El orden total es 3.
c) - Modificación de la concentración de reactivos o productos.
- Modificación de la temperatura.
- Adición de un catalizador.
- 19.-/ a) 
- b) E_a (directa) > E_a (inversa)
c) Si el catalizador es **positivo** la E_a **disminuye**. Si el catalizador es **negativo** la E_a **aumenta**.
- 20.-/ a) 2
b) $v = k \cdot [A]^2$
c) $v = 8,78 \cdot 10^{-5} mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$
- 21.-/ a) Falsa. ($k = mol^{-2} \cdot L^2 \cdot s^{-1}$)
b) Verdadera. $v' = k \cdot [2A]^2 \cdot [2B] = 8k \cdot [A]^2 \cdot [B] = 8v$
c) Verdadera. Al disminuir el volumen a la mitad la concentración se hace el doble (**caso b**).

- 22.-/ a) **Falsa.** La entalpía de la reacción no depende del catalizador, pues éste actúa sobre la energía de activación. La entalpía de la reacción sólo depende de la entalpía de productos y reactivos.
 b) **Falsa.** El catalizador actúa modificando la energía de activación, disminuyéndola si el catalizador es positivo.
 c) **Verdadera.** Si el catalizador es **positivo** al disminuir la energía de activación se producen más choques efectivos y la velocidad de la reacción aumenta.
 (Se podría considerar **falsa** si el catalizador es negativo)
- 23.-/ a) $v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$
 b) $\alpha + \beta = 3$
 c) **La temperatura influye en la velocidad de reacción.** Al aumentar la temperatura aumenta la energía cinética de las moléculas, aumentan los choques entre ellas y por tanto aumentan los choques eficaces, lo que se traduce en un aumento de la velocidad de reacción.
- 24.-/ a) $\alpha = 2$ (orden 2 respecto de A); $\beta = 1$ (orden 1 respecto de B); orden total $\alpha + \beta = 3$
 b) $L^2 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}$
 c) **El reactivo B**, se consume más rápido pues en la estequiometría se consumen 2 moles de B por cada mol de A. $v = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{2} \frac{d[B]}{dt}$; $v_A = \frac{1}{2} v_B$; **2 v_A = v_B. El reactivo B se consume el doble de rápido.**
- 25.-/ a) **Falsa.** El orden total de una reacción depende de los órdenes parciales α y β , ($v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$) y éstos hay que determinarlos experimentalmente y no tienen por qué coincidir con los coeficientes estequiométricos.
 b) **Verdadera.** Al aumentar la T aumenta la energía cinética de las moléculas, aumentando así el número de choques eficaces, lo que se hace que aumenta la velocidad. La relación entre la T y la constante de velocidad **k** es de forma exponencial y viene determinada por la expresión de Arrhenius: $k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}}$
 c) **Falsa.** El equilibrio no se ve afectado por la presencia de un catalizador, pues éste afecta a ambas reacciones y no sólo a la reacción directa. El catalizador hace que el equilibrio se alcance antes, pero no afecta al desplazamiento del equilibrio en ningún sentido.
- 26.-/ a) $v = k [A]^2$
 b) Si el volumen disminuye a la mitad la nueva concentración será el doble $[A'] = [2A]$ y por lo tanto la nueva velocidad $v' = k[A']^2 = k[2A]^2 = 4k[A]^2 = 4v$. La velocidad de la reacción se hace **cuatro veces mayor**.
 c) $v = k [A]^2 = 0,36 L \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1} \cdot (0,3)^2 mol^2 \cdot L^{-2} = 0,0324 mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$
- 27.-/ a) **Verdadera.** $v = -\frac{d[NO_2]}{dt} = -\frac{d[CO]}{dt}$. Sus coeficientes estequiométricos son iguales 1:1, y por ello el NO₂ y CO desaparecen con igual velocidad.
 b) **Falsa.** La **k** de velocidad depende de la temperatura de acuerdo con la expresión de Arrhenius: $k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}}$. Al aumentar la T aumenta la energía cinética de las moléculas, aumentando así el número de choques eficaces, lo que se hace que aumenta la velocidad.
 c) **Falsa. El orden total es 2**, pues el orden total es la suma de los órdenes parciales y esta reacción es solamente de orden 2 respecto del reactivo NO₂.

- 28.-/ a) $v = k \cdot [A] \cdot [B]$
 b) $k = 235,29 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
 c) Si el catalizador es **POSITIVO** aumentará la velocidad de la reacción, ya que estos catalizadores disminuyen la Energía de activación y hay un mayor número de moléculas que alcanzan el complejo activado y por tanto la velocidad de reacción aumenta. Si el catalizador es **NEGATIVO** ocurriría todo lo contrario.
- 29.-/ a) **Verdadera.** Conforme pasa el tiempo la $[A]$ va disminuyendo y las $[B]$ y $[C]$ van creciendo, por lo tanto, la velocidad de la reacción, $v = k \cdot [A]$, al bajar la $[A]$, va disminuyendo conforme transcurre el tiempo.
 b) **Falsa.** Al ser de orden 1, la ecuación de velocidad es $v = k \cdot [A]$ ya que el orden α coincide con el exponente de $[A]$.
 c) **Verdadera.** Al aumentar la temperatura aumenta la energía cinética de las moléculas de A, es decir, aumenta la velocidad de las moléculas, aumentan por tanto los choques eficaces y por consiguiente aumentará la velocidad de la reacción. La k de velocidad depende de la temperatura de acuerdo con la expresión de Arrhenius: $k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}}$. Al aumentar la T aumenta k y por lo tanto aumentará la velocidad de la reacción.
- 30.-/ a) **2.** El orden total es la suma de los órdenes parciales ($0 + 2 = 2$).
 b) $v = 0,053 \cdot [B]^2 = 0,053 \cdot (0,35)^2 = 6,49 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
 c) **No habrá modificación de la velocidad.** Al ser la reacción de **orden cero** respecto de A, la velocidad sólo depende de la $[B]$, ya que $v = k \cdot [A]^0 \cdot [B]^2$ y $[A]^0 = 1$.
- 31.-/ a) **Falsa.** La velocidad de la reacción es la variación de la concentración respecto del tiempo y está relacionada directamente con las concentraciones de los reactivos, mediante la ecuación de velocidad: $v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$, en la que $[A]$ y $[B]$ son la concentración molar de los reactivos A y B, por lo tanto al modificar la concentración de los reactivos se modifica la velocidad de reacción.
 b) **Verdadera.** Si es de orden = 1, $v = k \cdot [A]$. Trabajando con las unidades:
 $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, de donde $k = \text{s}^{-1}$.
 c) **Falsa.** Si el catalizador es positivo, aumenta la velocidad de la reacción, y éste actúa disminuyendo la energía de activación de la reacción. Por lo tanto, no se puede generalizar que el uso de catalizadores aumenta la energía de activación de una reacción, esto sólo ocurriría en el caso de catalizadores negativos o inhibidores.
- 32.-/ a) De orden **2** respecto del NO_2 y de orden **1** respecto del H_2 . El orden total es **3**.
 b) $v = k [\text{NO}]^2 [\text{H}_2] = 6,0 \cdot 10^4 \cdot (0,015)^2 \cdot (0,035) = 0,4725 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
 c) En reacciones en fase gaseosa, al aumentar la P (manteniendo constante T), disminuye V y aumenta la concentración ($P = C \cdot R \cdot T$), aumentará la energía cinética de las moléculas y aumentarán los choques eficaces y por lo tanto la **velocidad de la reacción aumenta**.

- 33.-/ a) **Verdadera.** Al tener los mismos coeficientes estequiométricos **1:1** la velocidad de desaparición será la misma para cada compuesto, pues por cada mol de CO que reacciona lo hace con 1 mol de NO₂.
- b) **Falsa.** La constante de velocidad, k , depende mucho de la temperatura. Al aumentar la temperatura, aumenta la energía cinética de las moléculas, aumentan los choques eficaces y por lo tanto aumentará la velocidad de la reacción, como se ve reflejada en la ecuación de Arrhenius: $k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}}$. Al aumentar la T aumenta k y por lo tanto aumentará la velocidad de la reacción y es independiente del estado gaseoso.
- c) **Falsa.** El orden de la reacción es **2** pues, en este caso, el exponente al que está elevado la [NO₂] es 2 y coincide el orden parcial con respecto al NO₂ con el orden total de la reacción.
- 34.-/ a) $v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$
- b) **3.** El orden total es la suma de los órdenes parciales ($1 + 2 = 3$).
- c) $L^2 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}$
- 35.-/ a) $v = k \cdot [A]^2$
- b) $k = 2,0 L \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}$; $0,020 mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1} = k \cdot (0,1 mol \cdot L^{-1})^2$, y despejando, $k = 2,0 L \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}$.
- c) Temperatura, catalizadores, modificación de la concentración del reactivo.
- 36.-/ a) **Falsa.** De acuerdo con la estequiometría de la reacción ambos reactivos, A y B, se consumen simultáneamente y en la misma proporción, por cada mol de A se consume un mol de B, pues su estequiometría es 1:1.
- b) **Verdadera.** Al ser una reacción en fase gaseosa, si se aumenta la presión, manteniendo constante la temperatura, el volumen disminuirá y con ello las concentraciones de reactivos aumentarán, ya que la $[A] = \frac{n_A}{V}$ y el $V = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{P}$, y sustituyendo V en $[A] = \frac{n_A \cdot P}{n_T \cdot R \cdot T}$. Por lo tanto, al aumentar la P, aumentará la [A], aumentarán los choques y como la velocidad depende de las concentraciones de los reactivos: $v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$, al aumentar la concentración de reactivos, **aumentará la velocidad** de la reacción.
- c) **Falsa.** Conforme pasa el tiempo, las [A] y [B] irán disminuyendo y por lo tanto la velocidad también disminuirá, ya que $v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$.
- 37.-/ $v = k \cdot [X]^0 \cdot [Y]^2 = k \cdot [Y]^2 = 0,053 \cdot [Y]^2$
- a) **El orden total es 2.** El orden total es la suma de los órdenes parciales respecto a cada reactivo, en este caso $0 + 2 = 2$.
- b) $v = k \cdot [Y]^2 = 0,053 \cdot (0,5)^2 = 0,01325 mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$
- c) **La velocidad no se modifica.** Al ser la reacción de **orden cero** respecto a X, la concentración de X no influye en la velocidad de la reacción, pues $v = k \cdot [Y]^2$.
- 38.-/ a) $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$; **Orden total** = $2 + 1 = 3$
- b) v : $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$; k : $L^2 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}$
- c) **Aumenta la velocidad de reacción.** Al aumentar la T, aumenta la energía cinética de las moléculas, aumentan los choques eficaces y, por tanto, la velocidad de reacción aumenta. Un aumento de la T hace que la constante cinética o constante de velocidad, k , aumente ya que están relacionadas mediante la expresión de Arrhenius $k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}}$, y como la velocidad de la reacción es proporcional a k , ya que $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$, en consecuencia, un aumento de la T hará que la velocidad de la reacción aumente.

- 39.-/ a) **El orden total es 2.** El orden total es la suma de los órdenes parciales respecto a cada reactivo, en este caso $0 + 2 = 2$.
- b) $v = k \cdot [B]^2 = 0,027 \cdot (0,35)^2 = 3,3075 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
- c) **La velocidad no se modifica.** Al ser la reacción de **orden cero** respecto a A, la concentración de A no influye en la velocidad de la reacción, pues $v = k \cdot [A]^0 \cdot [B]^2 = k \cdot [B]^2$.
- 40.-/ a) **El orden total es 3.** La ecuación de velocidad es $v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$. El orden total es la suma de los órdenes parciales α y β , que en esta reacción química es de orden 2 respecto de A, $\alpha = 2$ y de orden 1 respecto de B, $\beta = 1$. Por lo tanto, el orden total será $2 + 1 = 3$.
- b) $\text{L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$. A partir de la ecuación de velocidad, $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$, y trabajando con las unidades: $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot \text{mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}$, de donde $k = \text{L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$.
- c) **No.** La velocidad de la reacción es la variación de la concentración respecto del tiempo y está relacionada directamente con las concentraciones de los reactivos, mediante la ecuación de velocidad: $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$, en la que [A] y [B] son la concentración molar de los reactivos A y B, por lo tanto al disminuir la concentración de los reactivos conforme pasa el tiempo, se modifica la velocidad de reacción y con el paso del tiempo la velocidad de la reacción va disminuyendo y no puede permanecer constante.
- d) Sí. $v = -\frac{d[B]}{dt} = \frac{d[C]}{dt}$. Sus coeficientes estequiométricos son iguales 1:1, y por ello, el compuesto B desaparece a la misma velocidad que aparece C. Por cada mol que se consume de B, se forma un mol de C.
- 41.-/ a) $k = 3,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$; $v = k \cdot [A] \cdot [B] = k \cdot [0,2] \cdot [0,8] = 0,56$. Despejando $k = 3,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
- b) $v = 0,14 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
- c) **Orden total = 2.** El orden total es la suma de los órdenes parciales α y $\beta = 1 + 1 = 2$.
- d) Si el catalizador es **positivo**, actúa disminuyendo la energía de activación de la reacción, aumentarán los choques eficaces y, por lo tanto, **aumentará la velocidad** de la reacción.

-----oOOo-----