

CINÉTICA QUÍMICA 1

1*. Aunque ya en 1250, Alberto el Grande (después San Alberto Magno), en su tratado de Alquimia, habla de la afinidad entre las sustancias para motivar una reacción química, es Berthollet, el que, terminando el siglo XVIII (1799), demuestra que la rapidez con que se realiza una reacción química, depende de la cantidad de sustancia reaccionante. Con ello había iniciado una nueva rama de la química; la cinética. Rama que parte del concepto de velocidad de reacción, que se medirá en:

- a) Moles/segundo
- b) Metros/segundo
- c) Moles/litro.segundo
- d) Molaridad/segundo

Solución:

Dado que es concentración/ tiempo, solo propone así en la c y en la d

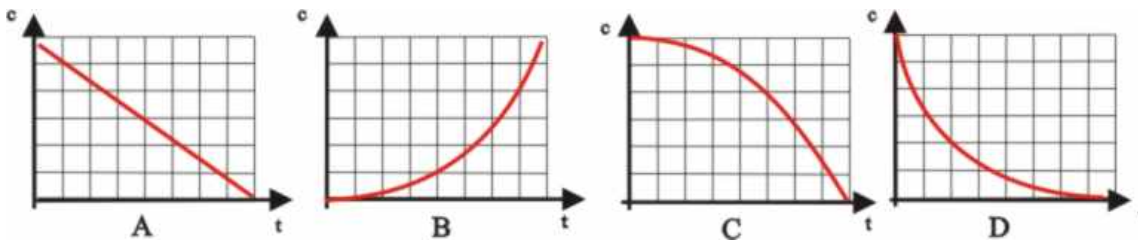
2*. En 1777, Wenzel demostró, en reacciones de ácidos concentrados con el cobre que para disolver la misma cantidad de cobre, el ácido con la mitad de concentración necesitaba el doble de tiempo, para la misma superficie de reacción y temperatura. Este fue el primer hecho que vinculaba el tiempo y la temperatura, con la cantidad de reaccionante una reacción química, abriendo la puerta al concepto de velocidad de reacción. Por eso al principio se consideró ésta como la cantidad de sustancia transformada por unidad de volumen V y unidad de tiempo t. Por este motivo se la definió como:

- a) $\frac{\Delta c}{\Delta t}$
- b) $\frac{\Delta m}{V\Delta t}$
- c) $\frac{\Delta m}{\Delta t}$
- d) $\frac{\Delta m}{V}$

Solución:

Serían correctas la a y la b, dado que solo ellas corresponden a concentración/tiempo

3. Dadas las gráficas concentración de reaccionantes frente al tiempo para una determinada reacción química,

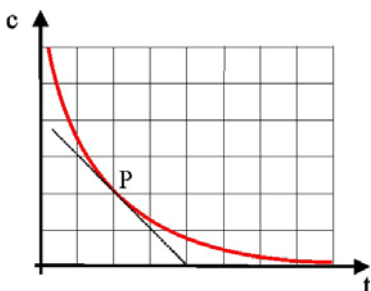


de acuerdo con lo explicado la única posible de las cuatro es la:

- a) A
- b) B
- c) C
- d) D

Solución:

La concentración de los reaccionantes disminuye exponencialmente con el tiempo, por lo tanto sólo la gráfica d, contempla dicho concepto



4. Si te dan la gráfica de la variación de la concentración de los reaccionantes con el tiempo, y se traza la tangente en un determinado punto P a dicha curva, la pendiente de esta recta será:

- a) La velocidad media de la reacción
- b) La concentración en el instante dado, de los reaccionantes
- c) La velocidad en ese instante
- d) La concentración en ese instante de los productos

Solución:

A través de la definición de la velocidad instantánea de una reacción en función de la concentración de los reaccionantes $v = -dc/dt$, la pendiente en un determinado instante, sería la tangente en dicho punto a la curva, y por lo tanto la respuesta correcta es la c.

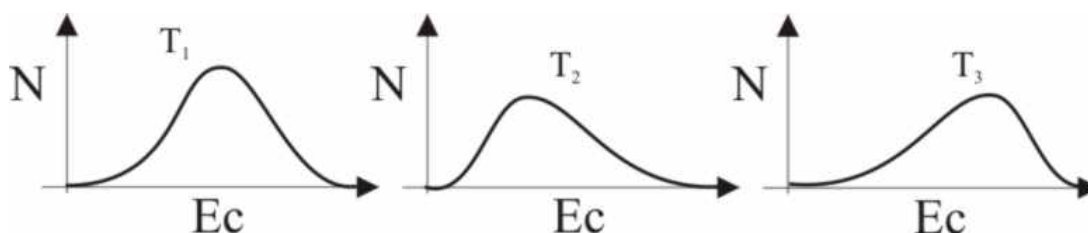
5. Arrhenius, director del Instituto Nobel de Física y Química, en Estocolmo, sugiere en 1889, que las moléculas para que reaccionen deben colisionar, y para ello tendrán que activarse, y la forma mejor es la absorción de calor, completando así el trabajo efectuado por Van't Hoff, 5 años antes, en el cual había demostrado que la velocidad de una reacción aproximadamente se duplica por cada 10°C , de aumento de temperatura. Por lo tanto si una determinada reacción se inicia con una velocidad v , a 10°C , si se calentara el sistema hasta 30°C , su velocidad debería ser:

- a) $2V$ b) $4V$ c) $8V$ d) $3V$

Solución:

De 10°C a 20°C , pasaría de V a $2V$, que se duplicaría al aumentar en 10°C , hasta 30°C , por lo tanto será $4V$, que corresponde a la propuesta b

6. La distribución energética de las moléculas, dado que se efectúa por colisión no es regular, sino que es estadística y tiene forma de campana para una determinada temperatura T , pero si ésta se modifica, se altera su forma, así si te dan las curvas población molecular / energía cinética de un mismo sistema, para varias temperaturas T_1 , T_2 , y T_3 ,

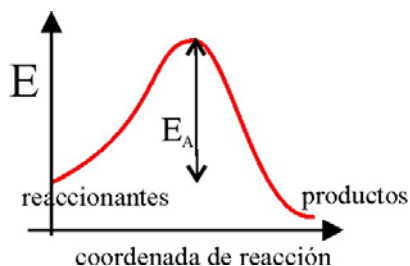


dirás que:

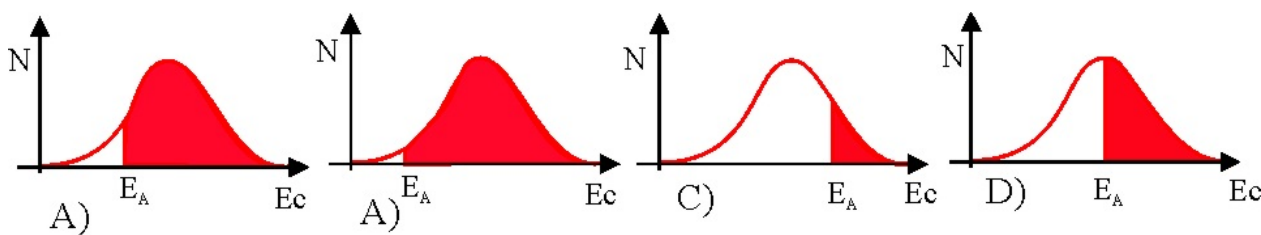
- a) $T_1 > T_2$ b) $T_1 > T_3$ c) $T_1 = T_2$ d) $T_3 < T_2$

Solución:

Sólo es correcta la porque al aumentar la temperatura aumenta la energía cinética media de la población molecular



7. La energía de activación sería la energía necesaria para que una molécula llegue a colisionar con otra, paso necesario para que la reacción llegue a producirse. Si se estudia gráficamente la variación energética de una hipotética reacción reaccionantes-estado intermedio de colisión-reaccionantes, a través de la gráfica dada, dirás que la gráfica que mejor representa la población molecular (en rojo) capaz de alcanzar dicho estado intermedio activado es la:



Solución:

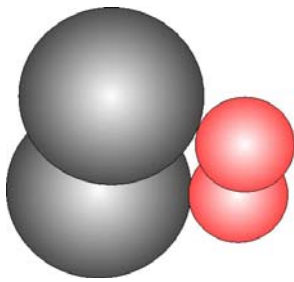
La población molecular que posee la energía de activación dada en la gráfica, es la representada en la fig. C, basta simplemente con llevar el valor del segmento al eje de abscisas donde se representa la energía de activación.

8. Si aumenta la temperatura en una reacción química, en estado gaseoso, siguiendo la hipótesis de la colisión:

- a) Aumenta la energía de activación
 b) Disminuye la energía de activación
 c) Aumenta el número de moléculas que poseen energía de activación
 d) Disminuye el número de moléculas que poseen energía de activación

Solución:

Al aumentar la temperatura, lo hace la energía cinética, y por lo tanto la población molecular que supera la energía de activación. Es correcta la propuesta c.



9. La molecularidad de una reacción química se define como el número de moléculas que al colisionar forman el estado intermedio de máxima energía. Por eso si el complejo activado lo forma una única molécula que se descompone se llama unimolecular, si son dos las que colisionan bimolecular y así sucesivamente, teniendo en cuenta que las colisiones múltiples son muy poco frecuentes, la dada en el dibujo entre moléculas diatómicas durante la reacción química, hace que dicha reacción sea:

- a) Unimolecular b) Bimolecular
c) Trimolecular d) Tetramolecular

Solución:

Dados que sólo dos moléculas interaccionan para formar el complejo activado, la reacción será bimolecular, como se indica en b.

10*. En 1922, Linderman, sugirió que las moléculas adquirirían la energía de activación necesaria para poder iniciar una reacción que no fue previamente calentada, a través de colisiones Y que la fracción de las moléculas activadas que podrían colisionar venía dado por una expresión llamada factor de Boltzmann. Si ese factor valiera 0,25 indicaría que:

- a) La cuarta parte de una población molecular sería capaz de colisionar
b) La energía de activación es la cuarta parte de la energía media
c) El 75% de la población molecular sería capaz de colisionar
d) La energía de activación es superior a la energía media molecular

Solución:

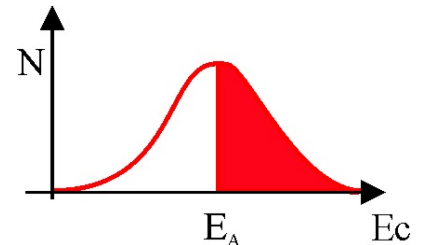
Si el factor de Boltzmann, vale 0,25, quiere decir que el 25% de la población molecular posee la energía de activación necesaria para llegar a colisionar, o sea la cuarta parte como se indica en a y b.

11. Boltzmann, profesor austriaco de la universidad de Viena, aunque fue famoso por su interpretación estadística de la entropía, adelantándose en algunos años a las ideas actuales, su nombre, también va ligado a la cinética de las reacciones, al denominarse factor de Boltzmann, la fracción de moléculas que poseen la energía de activación necesaria para llegar a colisionar, ese factor actualmente viene dado por la expresión $e^{-E_A/RT}$, siendo E_A la energía de activación, R la constante de los gases y T la temperatura absoluta. Si la energía de activación fuera la indicada en la gráfica población molecular/energía dirás que el factor de Boltzmann valdría:

- a) 1 b) 0,5 c) 0,25 d) 0

Solución:

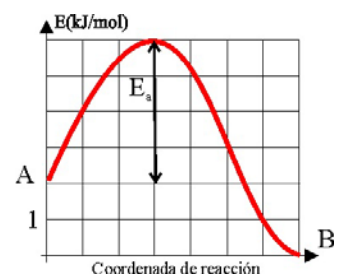
Como se aprecia en el dibujo la mitad de la población molecular posee la energía de activación suficiente para colisionar, por lo tanto el factor de Boltzmann valdrá 0,5, como se indica en b.



12. Dada la gráfica de la figura que representa la variación de energía en el transcurso de la reacción química $A \rightarrow B$, que se realiza en fase gaseosa a 1000K, y conociendo que la constante de los gases vale $8,14 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, dirás que el factor de Boltzmann vale aproximadamente:

- a) 0,01 b) 0,06 c) 0,6 d) 0,1

Solución:



De la observación de la gráfica, si se aplica la expresión $e^{-\frac{E_A}{RT}} = e^{-\frac{4000 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}}{8,14 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1000 \text{ K}}} = e^{-\frac{4}{8,14}} = 0,61$

La respuesta correcta será la c.

13*. Hace más de mil años los chinos empleaban la palabra Tsoo Mei, que significa, "agente de matrimonios", para referirse a sustancias que producían cambios en otras que de otra forma no tendrían lugar. Los árabes, tenían en el mismo sentido su Xerion Aiksir (que daría lugar al término elixir). Sólo en 1835, Berzelius bautizaría dicha acción como catálisis (del griego soltar), aunque la primera definición correcta de un catalizador sería dada por Ostwald, 50 años más tarde. Como debes saber un catalizar en una reacción química:

- a) Dirige la reacción en un sentido determinado
- b) Modifica el calor de reacción
- c) Disminuye la energía de activación de la reacción
- d) Aumenta la velocidad de reacción

Solución:

Los catalizadores en el sentido definido por Ostwald, aumentaban la velocidad de reacción, disminuyendo la energía de activación donde mas era necesaria, para lo cual muchas veces orientaban a los reaccionantes en tal sentido que la repulsión eléctrica era menor, facilitaban la rotura de determinados enlaces. Por lo tanto son correctas las propuestas c y d.

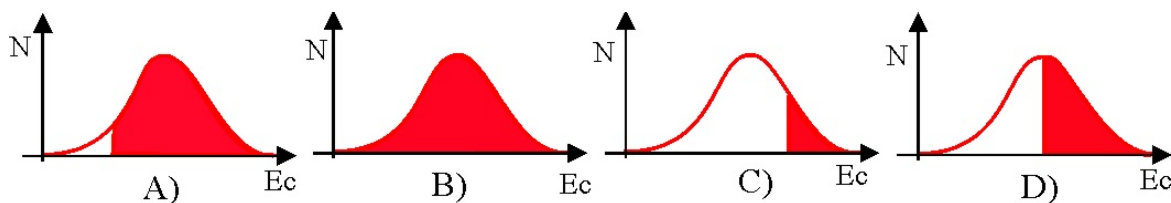
14*. Siguiendo la teoría de la colisión de Arrhenius, en la cual la reorganización de los enlaces, para producir los productos de reacción deberá pasar por una colisión, y según estudios posteriores, a través de ella, la formación de un compuesto intermedio de máxima energía, dado que la mayor aproximación implica mayor repulsión de las envolturas electrónicas. Para que este estado se alcance hace falta que:

- a) Se le suministre siempre energía de activación
- b) Sólo se le suministre energía de activación a las reacciones endotérmicas
- c) Se oriente la colisión en un sentido preciso
- d) Se aumente la frecuencia de las colisiones
- e) Se empleen catalizadores

Solución:

Son correctas la a y la c, en función del tipo de reacción que se produzca. La frecuencia de las colisiones dependerá de la concentración de los reaccionantes y de su temperatura. El catalizador es una opción que modificaría la energía de activación.

15. Así como los catalizadores positivos o simplemente catalizadores disminuyen la energía de activación, con lo cual existirán muchas mas moléculas capaces de colisionar, los catalizadores negativos o inhibidores hacen la labor contraria, aumentando la energía de activación. Si te dicen que de la energía de activación experimenta la modificación que se aprecia en el dibujo en determinada reacción, afirmarás que de todas las gráficas de una población molecular gaseosa a una misma temperatura, en la cual se observa las moléculas reaccionantes (en rojo), la más correcta será la:



- a) A
- b) B
- c) C
- d) D

Solución:

Los inhibidores deberán aumentar la energía de activación, de forma que existan muy pocas moléculas capaces de colisionar, por lo tanto la única gráfica de las dadas que lo contempla es la c.

16. En 1908, Arrhenius, Nobel de Química, y director del Instituto Nobel de Estocolmo, escribía en un libro titulado "La formación de los mundos", que la vida en la Tierra había comenzado con la llegada a través del espacio de unas esporas, 20 años antes había descubierto que la velocidad específica de una reacción, que llamó constante de la velocidad k , estaba relacionada con la temperatura a la que se producía la misma a través de la expresión $\ln k = B/T + \ln A$, siendo A y B , dos constantes para una misma reacción. Posteriormente, se hallaría que la velocidad específica de una reacción k dependía de la frecuencia de las colisiones A , y del factor de Boltzmann. Si se comparan ambas expresiones podrás deducir que la constante B de la expresión de Arrhenius no sería más que:

- a) La relación entre energía de activación y la constante de los gases con el signo negativo
- b) La relación entre la constante de los gases y la energía de activación
- c) La relación entre constante de Boltzmann y la energía de activación
- d) La frecuencia de las colisiones

Solución:

Si se compara la expresión, $k = Ae^{-\frac{E_A}{RT}}$ aplicándole \ln , con la dada por Arrhenius, tendríamos:

$\ln k = \ln A + \frac{1}{T} \left(\frac{-E_A}{R} \right)$ y $\ln k = \ln A + B/T$, de lo que $B = -E_A/R$ $A =$ frecuencia de colisiones. Es correcta la opción b.

17. En una tartera, suelen cocerse los alimentos, a una temperatura sólo ligeramente superior a 100°C. En una olla a presión, el punto de ebullición de la disolución cocinada, podrá alcanzar los 130°C, por todo lo dicho anteriormente, el tiempo que tardará en cocerse en estas circunstancias, será un número de veces menor, tal como:

- a) 3
- b) 9
- c) 8
- d) 16

Solución:

Puesto que cada 10° que aumente la temperatura se duplica la velocidad, y se hace la mitad el tiempo, por lo tanto al aumentar 3 veces 10, la velocidad será 8 veces mayor por lo que el tiempo será 8 veces menor, que corresponde a la propuesta c.

18. Los alimentos que consumes, como debes saber, llevan una serie de antioxidantes y conservantes, para prolongar su duración, ya que el oxígeno del aire y la temperatura ambiente, son agentes que rompen las uniones más débiles y los dobles enlaces produciendo su degradación. Así el color tan rojo que tienen ciertas carnes, no es real, sino motivado por el nitrito sódico. Dado que la temperatura acelera la velocidad de las reacciones de degradación, se usan los frigoríficos que rebajan la temperatura desde la ambiental de 25° a -5°C. En este caso el alimento mantenido así deberá durar:

- a) 4 veces más
- b) 2 veces más
- c) 8 veces más
- d) 9 veces más

Solución:

Por lo dicho en los test anteriores, dado que la variación es de 20°C, debería durar 8 veces mas, como se propone en c.

19. El butano, hidrocarburo saturado de 4 carbonos, recibe su nombre, no porque but signifique 4, sino que deriva, como el de los otros hidrocarburos inferiores, de un compuesto muy conocido; el ácido butírico, extraído de la manteca. Butirum/i es manteca en latín. Pues bien, el butano, se emplea como combustible en los quemadores y en las cocinas, quemándose normalmente 2,24 litros/min. en las reacciones de combustión. Según eso, la velocidad media de formación del dióxido de carbono será en condiciones normales y moles/. minuto aproximadamente de:

- a) 0,10
- b) 0,20
- c) 0,40
- d) 0,50

Solución:

Por cada mol de butano gaseoso se producen cuatro de dióxido de carbono, y en condiciones normales ocupa 22,4L, por lo tanto se están quemando 0,1 moles por minuto, y se producirán 0,4 moles de dióxido de carbono por minuto, como se indica en c.

20. En determinadas reacciones en las que la colisión tiene que hacerse de tal forma que se rompan los enlaces y se formen los nuevos enlaces casi simultáneamente, puede aunque las moléculas posean energía de activación suficiente para llegar a colisionar, dicha colisión no sea eficaz, o sea no de lugar a la reacción. En este caso se deberá introducir en la expresión de la velocidad específica de la reacción un factor p , llamado factor estérico que determine el número de colisiones eficaces, del total de las producidas, quedando la expresión $k = p \cdot A \cdot e^{-\frac{E_A}{RT}}$, en la que dicho factor:

- a) Siempre será mayor que 1
- b) Dependerá de la orientación de la colisión
- c) Estará en función de la energía de activación
- d) Solo depende de la temperatura

Solución:

El nombre de factor estérico, o sea factor espacial, ya indica que depende de la orientación espacial con que se produzca la colisión, al margen de la velocidad con que colisionen las moléculas. Por lo tanto la única opción correcta es la b.