

QUÍMICA 2º BACHILLERATO (REPASO)

1.-El número atómico del Cs es $Z=55$. Deduce su configuración electrónica. Razona si son ciertas o falsas estas afirmaciones para el Cs

- Su primera energía de ionización es pequeña.
- Su afinidad electrónica es grande.
- Ofrecerá tendencia a formar compuestos iónicos.
- Su volumen atómico es pequeño.

2.-La primera energía de ionización del sodio es 119 kcal/mol. Calcula la frecuencia mínima de la radiación que es capaz de producir dicha ionización. Sabiendo que la luz visible posee en el vacío una longitud de onda comprendida entre 4000 Å y 7000Å, razona si la anterior radiación pertenece al espectro visible, al IR o al UV. Datos: $h=6,63 \cdot 10^{-34}$ J·s; 1 cal= 4,18J; $N=6,023 \cdot 10^{22}$; $c=3 \cdot 10^8$ m/s.

3.-La energía de ionización del potasio es $6,94 \cdot 10^{-19}$ J/átomo.

- Calcula si una radiación UV de 50 nm de longitud de onda ionizará al potasio.
- Calcula la energía necesaria para ionizar 4 g de K en su estado fundamental.

4.-Ordena los siguientes elementos de acuerdo con su electronegatividad decreciente: Mg; C; B; F; I; O; N.

5.-Las energías de ionización primera y segunda del Li son, respectivamente, 520 kJ/mol y 7300kJ/mol. Razona:

- La gran diferencia que existe entre ambos valores de energía.
- ¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que la primera especie iónica?
- ¿Cómo varía la energía de ionización para los elementos del mismo grupo?

6.- Los elementos de $Z=7$ y $Z=15$, que pertenecen al mismo grupo del SP, pueden actuar con la valencia 3 el primero y con las valencias 3y5 el segundo. ¿De qué elementos se trata? Justifica las valencias de cada uno

7.- El número másico del Na es $A=23$ y ocupa el undécimo lugar en la tabla periódica. Explica la constitución de su núcleo y su configuración electrónica y deduce sus propiedades física y químicas más representativas.

8.- ¿Cuántos electrones desapareados tiene el V en su estado fundamental? Indica los cuatro números cuánticos de los electrones desapareados ($Z=23$).

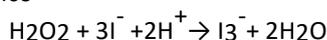
9.- ¿Por qué la configuración electrónica del Cr es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ y no $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$?

10.-¿Qué podrías deducir de un átomo que ocupa el décimo lugar del SP?

- ¿Es metal o no metal? ¿Por qué?
- ¿Formará compuestos iónicos? ¿Por qué?
- ¿Se encontrará libre en la Naturaleza? ¿Por qué?

PROBLEMAS DE CINÉTICA QUÍMICA

1.-La ecuación cinética del proceso químico



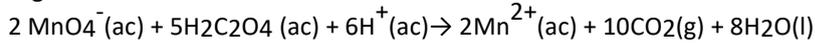
en disolución acuosa es $v = k[H_2O_2][I^-]$. Determina el valor de k sabiendo que la velocidad inicial es $1,15 \cdot 10^{-6} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$ cuando la concentración inicial agua oxigenada es 0,01 M y la concentración inicial de yoduro es 0,01M

2.-Un recipiente hermético de 5 L contiene inicialmente 0,4 mol de la sustancia A que sufre la reacción $2A \rightarrow B + 2C$. Al cabo de 200s, quedan 0,2 mol de A. a) Calcula la velocidad media de reacción

en ese tiempo; b) determina las concentraciones finales de B y C; c) obtén el número total de moles que contiene el recipiente en el instante final.

3.- En el proceso $2A \rightarrow B + C$, la concentración del reactivo A varía con el tiempo según $[A] = 0,05 \cdot 4 \cdot 10^{-4} t$, donde t está en minutos. a) Obtén la fórmula que da la velocidad de reacción del proceso; b) calcula la velocidad inicial; c) calcula la velocidad al cabo de 25 min.

4.- El ácido oxálico, HOOC-COOH , reacciona en agua con el ion permanganato, según:



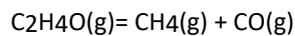
Y la ley de velocidad es:

$$v = k [\text{MnO}_4^-][\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2]$$

¿Cuál es el orden de reacción con respecto a cada reactivo? ¿Y el orden total?

¿Coinciden con los coeficientes estequiométricos? ¿Por qué?

5.- El óxido de etileno, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$, se descompone cuando se calienta según la ecuación química:



Se ha observado los siguientes valores para la velocidad de reacción a 400°C :

Experiencia	$[\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2]_0$ (mol/L)	V inicial (M/s)
1	0,00271	$5,00 \cdot 10^{-7}$
2	0,00545	$1,04 \cdot 10^{-6}$

Encuentra la ecuación cinética y calcula el valor, con unidades de la constante cinética.

6.- La energía de activación de cierto proceso de segundo orden es 85 kJ/mol . Si k vale $4,55$ a 200°C , ¿cuál es su valor, con unidades, a 300°C ? Calcula el factor preexponencial de la ecuación de Arrhenius.

7.- Si en una reacción añadimos un catalizador, razona si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas: a) la entalpía de reacción disminuye; b) la reacción se hace más espontánea; c) la energía de activación aumenta; d) se llega más rápido al equilibrio reactivos-productos.

1.- El color azul que se puede observar en el cielo es debido a la dispersión de la luz solar por las partículas atmosféricas. Calcula la energía aproximada que lleva asociada un fotón de dicha radiación. Expresa el resultado en julios y en electrones-voltios (eV). Datos: $\lambda = 450 \text{ nm}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ cul}$.

2.- El Sol puede considerarse como un cuerpo negro ideal. Se sabe que por segundo irradia una energía de $5,013 \cdot 10^{26} \text{ J}$: a) ¿Qué potencia irradia por cada m^2 de superficie solar? Radio solar: $6,9 \cdot 10^8 \text{ m}$. b) ¿Cuál es la temperatura media del Sol?. c) ¿cuál será la frecuencia de la radiación más abundante en el espectro solar?.

Datos: $\sigma = 5,672 \cdot 10^{-8} \text{ m}^2 \cdot \text{K}^{-4}$; constante de Wien = $2,897 \cdot 10^{-3} \text{ mK}$

3.- Las líneas de alta tensión emiten radiación electromagnética de frecuencia 60 s^{-1} . ¿En qué zona del espectro aparece? ¿cuál es su longitud de onda, expresada en nm? ¿Y la energía asociada a 1 mol de fotones de esta radiación? Datos: $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; $N_{\text{Avogadro}} = 6,023 \cdot 10^{23}$

4.- La temperatura de un cuerpo negro es de 2000 K . a) ¿Cuál es la longitud de onda a la que corresponde el máximo poder emisor? b) ¿Qué energía, en eV, poseen los cuantos correspondientes a dicha radiación?

Datos: constante de Wien = $2,897 \cdot 10^{-3} \text{ mK}$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ cul}$.

5.- a) Halla la temperatura de la superficie de una estrella, cuyo máximo poder emisor tiene lugar a una frecuencia de $5,48 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$. b) ¿cuál es el poder emisor total de esa estrella. Datos: constante de Wien = $2,897 \cdot 10^{-3} \text{ mK}$;

$$\sigma = 5,672 \cdot 10^{-8} \frac{W}{m^2 \cdot K^4}$$

6.- ¿Qué energía corresponde a un fotón de luz roja cuya longitud de onda es 6000 Å? Datos: $c = 3 \cdot 10^8$ m/s; $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J·s; $1 \text{Å} = 10^{-8}$ cm.

7.- ¿Qué longitud de onda corresponde a un fotón cuya energía es 600 eV? $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J·s; $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ cul. $c = 3 \cdot 10^8$ m/s; $1 \text{Å} = 10^{-8}$ cm.

8.- En 1950 se descubrió que la Tierra recibe una radiación similar a la que emite el cuerpo negro a la temperatura de 2,7 K. ¿A qué longitud de onda corresponde la máxima incidencia de energía? constante de Wien = $2,897 \cdot 10^{-3}$ mK.

9.- ¿Qué saltos electrónicos rige la ley de Balmer? Calcula la longitud de onda correspondiente a la radiación emitida por un electrón, en el átomo de hidrógeno, cuando salta del nivel $n=3$ al $n=2$? Dato: $R_H = 109740 \text{ cm}^{-1}$. Pasar el resultado a Å; $1 \text{Å} = 10^{-8}$ cm.

TERMOQUÍMICA

1.- Dada la ecuación termoquímica (a 25°C y 1 atm):

Oxido de mercurio (II) (s) → mercurio (l) + oxígeno (g) ; $\Delta H = 181,6$ kJ Calcular la energía necesaria (expresada en kJ y kcal) para obtener 500 g de mercurio.

2.- La vaporización de 1 mol de mercurio, a 350°C y presión constante de 1 atm, absorbe 270 J/g de Hg vaporizado. Calcular.

- El trabajo de expansión realizado, en kJ/mol a presión constante.
- La variación de energía interna experimentada, en kJ/mol.
- La variación de entalpía experimentada, en kJ/mol.

Datos: $A_r(\text{Hg}) = 201$; densidad del mercurio (l) = 13,6 g/mL; 1 atm = 101300 Pa; $R = 8,31$ J/mol = 0,082 atm·L/(K·mol).

3.- Calcular la entalpía de la reacción de hidrogenación del eteno a etano. A partir de las entalpías de combustión del eteno ($\Delta H = -1411$ kJ/mol); etano ($\Delta H = -1560$ kJ/mol); y del hidrógeno ($\Delta H = -285,8$ kJ/mol).

4.- Calcular la entalpía de la reacción de hidrogenación del etileno para formar etano, a partir de los datos necesarios de la energía de enlace de la tabla de los apuntes.

5.- En la combustión del butano. Las entalpías de formación del butano, agua (vapor) y dióxido de carbono son, respectivamente: -28,81; -68,38 y -94,05 kcal/mol. Calcular:

- El calor de combustión del butano.
- El volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, que se consumirá en la combustión de 4 kg de butano.

Datos: Masas atómicas: C=12; H=1.

6.- Explica brevemente: a) ¿Por qué algunas reacciones endotérmicas, no espontáneas a baja temperatura, son espontáneas a altas temperaturas? b) ¿Por qué muchos procesos de disolución son endotérmicos y, sin embargo, son espontáneos a temperatura ambiente o baja.

7.- Para la reacción de formación del agua gas a partir de sus elementos se sabe que $\Delta H = -241,8$ kJ y $\Delta S = -44,4$ J/k (a 298 K y 1 atm). Calcular: a) el valor de ΔG de la reacción en dichas condiciones, y b) la temperatura a la cual ΔG se anula (a la presión de 1 atm), suponiendo que ΔH y ΔS no varían con la temperatura.

1.-Justifica si es posible o no que existan en un átomo electrones en los siguientes estados cuánticos.

- a) (2, -1, 1, ½) b) (3, 1, 2, ½) c) (2, 1, -1, ½) d) (1, 1, 0, -½)

2.-Deduce la estructura electrónica del átomo de aluminio (Z=13).

3.-El átomo de N (Z=7) distribuye así sus electrones: $1s^2 2s^2 2p^3$. Pero, ¿cómo se localizan esos tres electrones en los orbitales p?

4.- Indica la posición en el sistema periódico, clasificándolo en el tipo de elemento que se trata.

Razona la respuesta.

- a) Z=18; b) Z=11; c) Z=20; d) Z=26; e) Z= 42; f) Z= 16; g)Z= 29

5.-¿Tienen los elementos Z=9 y Z=17, propiedades químicas semejantes? Razona la respuesta. Indica cómo serán su energía de ionización, su afinidad electrónica, su electronegatividad y su reactividad química. Indica si son elementos reductores u oxidantes.

6.- ¿Por qué el calcio (Z=20) y el cinc (Z=30) no están situados en el mismo grupo del Sistema periódico si ambos tienen los mismos electrones en el nivel 4? Razona la respuesta. ¿Cómo serían sus propiedades periódicas?

1.- Los átomos A, B, C y D corresponden a elementos del mismo periodo y tiene 1, 3, 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente.

- a) ¿Qué fórmula tendrán los compuestos AyD y de ByD?
b) El compuesto formado por CyD, ¿será iónico o covalente?
c) ¿Qué elemento tiene la energía de ionización más alta y cuál la másbaja?

2.- Explica la variación observada en los valores de la energía reticular para estas sustancias: NaF (-908 kJ/mol); NaCl (-774 kJ/mol) y NaBr (-736 kJ/mol). Relaciona estos valores con los respectivos puntos de fusión: 988, 800 y 740°C.

3.- Calcula la afinidad electrónica del cloro con los siguientes datos: Energía de ionización del sodio 493,7 kJ/mol; Energía de red del NaCl -769,0 kJ/mol; Energía de formación del NaCl -411,0 kJ/mol; Energía de disociación del cloro 242,6 kJ/mol y la energía de sublimación del sodio es 107,5 kJ/ mol.

4.-Dibuja las estructuras de Lewis para los siguientes iones y moléculas: ClO^- ; C_2H_6 ; HCN; PO_4^{3-} ; N_2 ; Cl_4C ; BF_4^- y SO_4^{2-}

5.-Indica la geometría de las moléculas: BeI_2 ; CO_2 ; SCl_2 ; SiBr_4 y PCl_3 .

6.-De las moléculas BCl_3 , NH_3 y BeH_2 , solamente es polar el NH_3 . Indica:

- A) El número de pares electrónicos sin compartir de cada átomo.
B) La hibridación (si la hay) del átomo central.
C) La geometría de la molécula.

7.-Razona si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones referentes a orbitales híbridos:

- a) Los orbitales híbridos son orbitales moleculares.
b) Todos los orbitales híbridos están situados en el mismo plano
c) En los compuestos orgánicos el carbono siempre utiliza híbridos sp^3
d) El número total de orbitales híbridos es siempre igual al número total de orbitales atómicos puros empleados en su formación.

8.-Razona si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones referentes a los orbitales moleculares:

- a) Siempre que dos orbitales atómicos se combinan linealmente se forma un orbital molecular.

- b) Cuando entre dos átomos se forma un enlace σ y otro π se dice que los dos átomos están unidos por un doble enlace.
- c) La energía de un doble enlace es el doble que la de un enlace sencillo.
- d) Un enlace entre dos átomos recibe el nombre de triple cuando entre ellos se ha formado dos enlaces σ y uno π .
- e) Un orbital σ sólo se puede formar cuando se combinan un orbital s de un átomo con un orbital p de otro átomo.
- f) Cuando dos átomos se aproximan en la dirección del eje x, sus orbitales p_x se combinan originando un orbital π .

1.- Si a 50 cm³ de una disolución acuosa 0,20M de cianuro sódico se le añaden otros 50 cm³ de una disolución de carbonato ácido sódico, también 0,20M, ¿puede el ion bicarbonato reaccionar con el ión cianuro y formar ácido cianhídrico?. A partir de las constantes ácidas, calcular la constante de equilibrio de la reacción y la concentración de HCN en la disolución resultante. Datos: $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$; $K_a(\text{HCO}_3^-) = 5,6 \cdot 10^{-11}$.

2.- Calcular el pH y el grado de disociación de una disolución acuosa 0,10M de ácido acético. Dato: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

3.- Una disolución acuosa 0,10M de metilamina, tiene un pH=11,85. A partir de este dato, calcular la constante de basicidad de la metilamina y su grado de disociación.

4.- Calcular el pH de una disolución acuosa 0,50M de cianuro sódico. Dato: $pK_a(\text{HCN}) = 9,31$.

8.- De las siguientes especies químicas: HBr, CsOH, NH₃, HSO₄⁻ y CO₃²⁻, indicar cuáles son ácidos y cuáles son bases, según las teorías de Arrhenius y de Brønsted-Lowry.

10.- Una disolución acuosa de amoníaco 0,100M tiene, a 25°C, un pH=11,12. Calcular la constante de acidez del ión amonio a dicha temperatura.

11.- La aspirina (ácido acetilsalicílico, C₉H₈O₄) es un ácido monoprótico débil ($K_a = 2,64 \cdot 10^{-5}$). Calcular el pH de una disolución preparada disolviendo una tableta de aspirina de 500 mg en 100 mL de agua.

12.- La anilina (fenilamina), es una amina muy utilizada en la industria de colorantes. Es una base débil ($K_b = 3,8 \cdot 10^{-10}$), poco soluble en agua (3,9 g en 100mL de disolución, a 25°C). Calcular el pH de una disolución saturada a 25°C.

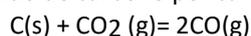
2.- En un matraz de 1,00 L se introducen 0,072 moles de pentacloruro de fósforo y se calienta a 250°C. Una vez alcanzado el equilibrio de disociación de éste en tricloruro de fósforo y cloro gaseoso, se analiza la mezcla de gases, encontrándose que contiene 0,040 moles de cloro. Calcular las constantes de equilibrio K_c y K_p ?

3.- Para la reacción: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) = 2\text{NO}_2(\text{g})$. A 25°C es $K_c = 4,0 \cdot 10^{-2}$, en un matraz de un litro se introducen 0,050 moles de N₂O₄ y 0,025 moles de NO₂.

a) ¿Estará la mezcla en equilibrio?; b) Si no es así, ¿en qué sentido se desplazará la reacción?; c) Calcular las concentraciones de ambos gases en el equilibrio.

4.- A partir de 150g de ácido acético se desean obtener 166g de acetato de etilo. Calcúlense los gramos de alcohol etílico que tendremos que utilizar, sabiendo que la constante de equilibrio de la reacción de esterificación a 25°C, es igual a 4,0.

5.- Cuando se pasa una corriente de dióxido de carbono por carbón al rojo, se produce la reacción:



En un recipiente cerrado a 1000°C y presión de 20 atm, se ha encontrado experimentalmente que la

mezcla de gases contiene 12,5% de moles de CO_2 . Calcular: a) la constante de equilibrio K_p . b) Las presiones de los dos gases en el equilibrio cuando la presión se eleva a 40 atm.

6.- Para la reacción de descomposición del pentacloruro de fósforo en tricloruro de fósforo y cloro gaseoso, la K_p , es igual a 1,78 a 250°C . Si inicialmente tenemos 0,20 moles de pentacloruro y calentamos a 250°C :

a) Calcular los moles de pentacloruro que habrá, cuando se alcance el equilibrio, si la presión total es de 2,00 atm. b) Explicar qué efecto tendrá, en el equilibrio, la introducción de 2 moles de un gas inerte a volumen constante. c) Si introducimos 0,1 mol de cloro gaseoso, ¿cómo afectará al equilibrio?

1.- Dados los compuestos orgánicos $\text{CH}_3\text{-CH}_3$; CH_3OH ; $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_3$

a) Explica la solubilidad en agua de cada uno de ellos.

b) Indica cuales son hidrocarburos

c) Puede experimentar alguno de ellos reacciones de adición, en tal caso escriba una.

2.- Indica el tipo de hibridación que presenta cada átomo de carbono en el compuesto:



3.- a) Escribe todos los isómeros posibles del compuesto de fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$

b) Indique el tipo de isomería que existe entre ellos.

4.- Al quemar 0,252 g de un hidrocarburo líquido se han obtenido 0,792 g de CO_2 y 0,324 g de agua a) Calcula la composición centesimal de este hidrocarburo y determina su fórmula empírica. b) Sabiendo que un mol de esta sustancia tiene una masa de 70g, establezca la fórmula molecular de este hidrocarburo.