

QUÍMICA-----BACHILLERATO DE CIENCIAS

ÍNDICE:

1. [QUÍMICA 2º BACHILLERATO \(REPASO\)](#)
2. [EJERCICIOS SP](#)
3. [PRACTICA DE VALORACIÓN](#)
4. [PROBLEMAS DE CINÉTICA](#)
5. [PROBLEMAS ESTRUCT. MATERIA I](#)
6. [PROBLEMAS TERMOQUÍMICA](#)
7. [EJERCICIOS DE ESTRUCTURA ELECTRÓNICA Y SP](#)
8. [ENLACE, 2º BACH](#)
9. [PROBLEMAS ACIDOBASE](#)
10. [PROBLEMAS DE EQUILIBRIO QUÍMICO](#)
11. [PROBLEMAS ESTRUCTURA ATÓMICA](#)
12. [QUÍMICA ORGÁNICA](#)

QUÍMICA 2º BACHILLERATO (REPASO)

1.- Cuando 1,00 g de hierro reacciona con 1,00 g de azufre, se produce 1,57 g de sulfuro de hierro, quedando azufre sin reaccionar. Si ahora hacemos reaccionar 1,31 g de hierro con 0,63 de azufre a) ¿quién quedará en exceso?, b) ¿qué cantidad de sulfuro de hierro se formará, c) ¿cuál es la composición centesimal de dicho compuesto?

Sol. 1,73 g; 36,42% y 63,58%.

2.- La composición centesimal del bromuro de cinc es de 29,03% de cinc y 70,97% de bromo. Si preparamos una reacción entre 6,24 g de cinc y 13,72 g de bromo, uno de ellos será reactivo en exceso y el otro limitante. ¿Cuál será cada uno? ¿Qué cantidad de bromuro de cinc se formará?

Sol. 19,33 g.

3.- El óxido de mercurio (II) contiene un 92,6% de mercurio. Cuando reacciona una cierta cantidad de mercurio con 3,10 g de oxígeno para formar dicho óxido, quedan 8,55 g sin reaccionar. ¿Cuál era la cantidad de mercurio?

Sol. 47,4 g.

4.- a) Un kilogramo de mercurio, ¿cuántos moles son? ¿Y un kilogramo de azufre?

b) 13,2 g de dióxido de nitrógeno ¿cuántos moles son? ¿Cuántos moles de átomos de nitrógeno y de oxígeno hay en dicha cantidad?

Sol. 4,98 moles de átomos, 31,25 moles de átomos; 0,29 mol, 0,29 moles de átomo, 0,58 moles de átomo.

5.- a) Sabiendo que la masa atómica del hidrógeno es 1,00797, calcular la masa, en gramos de un átomo de hidrógeno.

b) ¿Cuál de las siguientes cantidades contiene mayor número de átomos de oro?: 26,02 g de oro; 0,15 moles de átomos de oro; $4,98 \cdot 10^{22}$ átomos de oro.

Sol. $1,67 \cdot 10^{-24}$ g; la segunda.

6.- Las moléculas de azufre en estado sólido están formadas por ocho átomos. Hallar:

a) cuántos moles son 21,8 g de azufre.

b) cuántos gramos son 0,56 moles de átomos de azufre.

c) el número de átomos contenido en 0,001 g de azufre.

Sol. 0,085 mol; 17,95 g ; $1,88 \cdot 10^{19}$ átomos.

7.- Calcula la masa molecular de un gas sabiendo que su densidad a 27 °C y 780 mm de Hg es de 1,35 g/L.

Sol. 32,5 g/mol.

8.- Determinar la molaridad, fracción molar y porcentaje en masa de una disolución formada por 2 g de hidróxido de calcio disueltos en 200 cm³ de agua. La densidad de esta disolución es de 1,05 g/cm³.

Sol. 0,14M ; 0,0024, 0,99%.

9.- ¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico concentrado del 36% y densidad 1,19 g/cm³ hemos de recoger para preparar medio litro de disolución 0,1M?

Sol. 4,25 mL.

10.- En 2,14 g de un compuesto de cobre hay 0,72 g de éste metal, 0,31g de nitrógeno y el resto de oxígeno. Hallar su fórmula y nombrarlo sabiendo que la fórmula empírica coincide con la molecular.

Sol. Cu(NO₃)₂

11.- En 4,83 g de un hidrocarburo gaseoso hay 4,14 g de carbono. Hallar su fórmula molecular si esos gramos a 18°C y 740 mm de Hg ocupan un volumen de 2,82 L.

Sol. C₃H₆

12.- La combustión del alcohol etílico produce dióxido de carbono y agua.

a) Ajustar la ecuación de la reacción.

b) ¿Cuántas moléculas de agua se producen a partir de 25 moléculas de alcohol?

c) ¿Cuántos moles de oxígeno se necesitarán para producir 0,8 moles de dióxido de carbono?

d) ¿Cuántos moles de alcohol reaccionarán con 4,6.10²⁴ moléculas de oxígeno?

Sol. 75 molec., 1,2 moles; 2,55 moles.

13.- Por tostación de sulfuro de cinc se obtiene óxido del metal y se desprende dióxido de azufre. Si se dispone de 8,5 Kg. de sulfuro:

a) ¿Qué cantidad de oxígeno se producirá?

b) ¿Con qué masa de oxígeno reaccionará?

Sol. 7104g; 4189g.

14.- ¿Qué volumen de hidrógeno podemos obtener si disponemos de 14,3 g de aluminio y ácido clorhídrico en exceso? Las condiciones del laboratorio son de 21°C y 748 mm de Hg.

Sol. 19,46L.

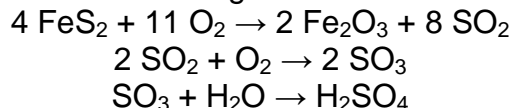
15.- Tenemos 10,4 L de acetileno (C₂H₂) medido en C.N. ¿Qué volumen de aire (20% de O₂ y 80% de N₂ en volumen), que está a 17°C y 735 mm de Hg se consumirán en la combustión?

Sol. 142,65 L.

16.- Hallar la pureza de una muestra de sulfato amónico, de la que tomados 13,162 g y tratados con exceso de sosa cáustica hacen desprender 3,77 L de amoniaco medidos a 18°C y 742 mm de Hg.

Sol. 77,3%.

17.- ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico podrá obtenerse a partir de una tonelada de pirita (FeS_2), de acuerdo con las siguientes ecuaciones?:



Sol. 1,63 Tm.

18.- Calcular la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato cálcico es del 83,6%, que podrán ser atacados por 150 mL de disolución de ácido clorhídrico 1M.

Sol. 8.9 g.

19.- Un recipiente de 4,00 L contiene N_2 a 25°C y 604 mm de Hg y otro, de 10,0 L contiene He a 25°C y 354 mm de Hg. Se mezclan conectando los dos recipientes. Calcular:

- Las presiones parciales de cada gas y la presión total de la mezcla.
- La fracción molar del nitrógeno en la mezcla.

Sol. 252 mm Hg; 173 mm Hg; 425 mm Hg; 0,406.

20.- La fórmula de la vitamina C es $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$. ¿Cuál es su composición centesimal?

Sol. 40,91%; 4,54%; 54,55%.

21.- La composición centesimal de un compuesto es 52,53% de bromo, 10,52% de oxígeno y 36,95% de cadmio. ¿Cuál es su fórmula empírica?

Sol. $\text{Cd}(\text{BrO})_2$

22.- El análisis de un hidrocarburo da 92,32% de C y 7,68% de H. Si tomamos 5 g, una vez transformados en vapor ocupan un volumen de $1,906 \text{ dm}^3$, medidos a 90°C y 760 mm de Hg. Calcular su fórmula molecular.

Sol. C_6H_6

23.- El carbonato de magnesio reacciona con ácido clorhídrico para dar cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua.

a) Calcular el volumen de ácido clorhídrico, de densidad 1,095 g/mL y del 20% en peso, que se necesitará para que reaccione con 30,4 g de carbonato de magnesio.

b) Si en el proceso anterior se obtienen 7,4 L de dióxido de carbono, medidos a 1 atm y 27°C , ¿cuál ha sido el rendimiento de la reacción?

Sol. 120 mL; 83%.

Química 2º Bachillerato.

- 1.-¿Qué explicación das al hecho de que los metales alcalinos no existan libres en la naturaleza? ¿Sucederá algo parecido con los halógenos? ¿Por qué tanto unos como otros se ionizan fácilmente?
- 2.-El número atómico del Cs es $Z=55$. Deduce su configuración electrónica. Razona si son ciertas o falsas estas afirmaciones para el Cs
 - a) Su primera energía de ionización es pequeña.
 - b) Su afinidad electrónica es grande.
 - c) Ofrecerá tendencia a formar compuestos iónicos.
 - d) Su volumen atómico es pequeño.
- 3.-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.
- 4.-La energía de ionización del potasio es $6,94 \cdot 10^{-19}$ J/átomo.
 - a) Calcula si una radiación UV de 50 nm de longitud de onda ionizará al potasio.
 - b) Calcula la energía necesaria para ionizar 4 g de K en su estado fundamental.
- 5.-Ordena los siguientes elementos de acuerdo con su electronegatividad decreciente: Mg; C; B; F; I; O; N.
- 6.-Las energías de ionización primera y segunda del Li son, respectivamente, 520 kJ/mol y 7300kJ/mol. Razona:
 - a) La gran diferencia que existe entre ambos valores de energía.
 - b) ¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que la primera especie iónica?
 - c) ¿Cómo varía la energía de ionización para los elementos del mismo grupo?
- 7.- 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
- 8.- 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.
- 9.- ¿Cuántos electrones desapareados tiene el V en su estado fundamental? Indica los cuatro números cuánticos de los electrones desapareados ($Z=23$).
- 10.- ¿Por qué la configuración electrónica del Cr es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ y no $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$?
- 11.-¿Qué podrías deducir de un átomo que ocupa el décimo lugar del SP?
 - a) ¿Es metal o no metal? ¿Por qué?
 - b) ¿Formará compuestos iónicos? ¿Por qué?
 - c) ¿Se encontrará libre en la Naturaleza? ¿Por qué?

**VALORACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN DE UNA BASE FUERTE CON UN ÁCIDO FUERTE
(ALCALIMETRÍA)**

Material:

- Bureta
- Pipeta 20 mL
- Erlenmeyer 250 mL
- Frasco lavador de agua destilada.

Productos:

- Disolución de HCl 0,1M
- Disolución de NaOH a valorar, aproximadamente 0,1M
- Disolución alcohólica de fenolftaleína.

Método operatorio:

Tomar con la pipeta 20 mL de la disolución de NaOH que se desea valorar, poniéndolos a continuación en el matraz erlenmeyer.

Añadir con el frasco lavador agua destilada al erlenmeyer, hasta una cantidad tal que permita un fácil manejo del líquido, adicionando a continuación unas gotas de la disolución de fenolftaleína, que adquirirá una coloración rosada.

Añadir a continuación en la bureta la disolución de HCl y abrir durante unos instantes la llave, con objeto de llenar la parte inferior de la misma. Enrasar al cero.

Abrir la llave de la bureta, dejando que la disolución de ácido vierta sobre la de sosa contenida en el erlenmeyer. Al principio de la valoración se puede añadir gota a gota, más rápidamente, pero después conviene dejar que el HCl vaya cayendo lentamente, agitando suavemente el erlenmeyer mediante movimientos circulares, para que se mezclen bien las dos disoluciones, hasta que aparezca un cambio de coloración de rojo a transparente. Este cambio debe perdurar y se percibe mejor en fondo blanco. Anotar los cm^3 de HCl gastados.

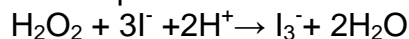
Repetir la valoración dos o tres veces, obteniendo a continuación el valor medio de los resultados.

Cuestiones:

- 1.- ¿Afectará al resultado de la valoración la mayor o menor cantidad de agua destilada añadida al erlenmeyer?
- 2.- ¿Podrían emplearse otros indicadores distintos de la fenolftaleína? Consulta la tabla de tus apuntes e indica cuáles.
- 3.- ¿Por qué es necesario enjuagar la bureta antes de la valoración?
- 4.- Calcular la concentración en % en masa de la disolución de NaOH
- 5.- Realiza un esquema gráfico del montaje de la valoración.

PROBLEMAS DE CINÉTICA QUÍMICA

1.-La ecuación cinética del proceso químico

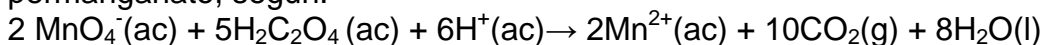


en disolución acuosa es $v = k[\text{H}_2\text{O}_2][\text{I}^-]$. Determina el valor de k sabiendo que la velocidad inicial es $1,15 \cdot 10^{-6} \text{ M}\cdot\text{s}^{-1}$ cuando la concentración inicial agua oxigenada es $0,01 \text{ M}$ y la concentración inicial de yoduro es $0,01 \text{ M}$

2.-Un recipiente hermético de 5 L contiene inicialmente $0,4 \text{ mol}$ de la sustancia A que sufre la reacción $2A \rightarrow B + 2C$. Al cabo de 200 s , quedan $0,2 \text{ mol}$ 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 $[A] = 0,05 - 4 \cdot 10^{-4}t$, 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	$[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}]_0$ (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.

EJERCICIOS QUÍMICA 2º BACHILLERATO

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

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

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

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

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

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 ; $1 \text{ \AA} = 10^{-8} \text{ cm}$.

TERMOQUÍMICA

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

Oxido de mercurio (II) (s) \rightarrow 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.

Química de 2º Bachillerato

- 1.- ¿Qué diferencias conceptuales existen entre órbita y orbital?
- 2.- ¿Qué números cuánticos se precisan para determinar un orbital? ¿Y el estado de un electrón?
- 3.- Indica cuál o cuáles de los siguientes grupos de tres valores correspondientes a n , l y m son permitidos:
a) (3, -1, 1) b) (2, 1, 3) c) (4, 2, 0) d) (0, 0, 0)
e) (3, 1, 1) f) (5, 3, 3)
- 4.- De los siguientes niveles o estados electrónicos, indica cuáles no existen y por qué: 2p; 2d; 4s; 5f; 1p.
- 5.- Justifica si es posible o no que existan en un átomo electrones en los siguientes estados cuánticos.
a) (2, -1, 1, $\frac{1}{2}$) b) (3, 1, 2, $\frac{1}{2}$) c) (2, 1, -1, $\frac{1}{2}$) d) (1, 1, 0, $-\frac{1}{2}$)
- 6.- Deduce la estructura electrónica del átomo de aluminio ($Z=13$).
- 7.- 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?
- 8.- 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) $Z=29$
- 9.- ¿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.
- 10.- ¿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.

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

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:

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

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

- Los orbitales híbridos son orbitales moleculares.
- Todos los orbitales híbridos están situados en el mismo plano
- En los compuestos orgánicos el carbono siempre utiliza híbridos sp^3
- 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:

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

9.- Los enlaces F-B y nitrógeno-hidrógeno, ¿son polares o no polares? Las moléculas BF_3 y NH_3 , ¿son polares o no polares?

10.- Explica los siguientes hechos:

- Mientras que el cloruro de sodio tiene un punto de fusión de 801°C , el cloro a temperatura ambiente es un gas.
- El cobre conduce la corriente eléctrica y el diamante no
- Mientras el CsF es un compuesto iónico, el flúor está integrado por moléculas covalentes.

11.- ¿Por qué la molécula de BeH_2 es apolar y la de H_2S es polar?

12.- ¿Por qué los metales son más conductores que los sólidos iónicos?

13.- Razona si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones referentes a los metales:

- La red cristalina de los metales está formada por iones positivos y negativos.
- Los electrones de valencia de los metales están situados en orbitales deslocalizados.
- La red cristalina de los metales está formada sólo por iones positivos.
- La dureza de los metales y sus puntos de fusión relativamente elevados se explican suponiendo que los átomos metálicos se encuentran unidos por enlaces σ .

14.- ¿En cuáles de los siguientes compuestos existen enlaces de hidrógeno: HF; H_2O ; etanol; metilamina; agua oxigenada; dimetilcetona, fosfina y ácido etanóico.

15.- Teniendo en cuenta los datos siguientes, razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

N_2 (p.ebull. -196°C ; Energía de enlace 940 J/mol) ; CCl_4 (p.ebull. 77°C ; Energía de enlace C-Cl 335 J/mol)

- Las fuerzas de Van der Waals entre moléculas de nitrógeno son muy débiles.
- El punto de ebullición del nitrógeno es menor que el del tetracloruro de carbono porque su energía de enlace es mucho mayor.
- Las fuerzas de Van der Waals se hacen mayores al aumentar la masa molecular.
- No hay relación alguna entre las fuerzas intermoleculares y la energías de enlace de las moléculas correspondientes.

16.- Entre las siguientes sustancias: HF; Cl_2 ; CH_4

PROBLEMAS DE QUÍMICA

1.-Si a 50 cm^3 de una disolución acuosa $0,20\text{M}$ de cianuro sódico se le añaden otros 50 cm^3 de una disolución de carbonato ácido sódico, también $0,20\text{M}$, ¿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 $0,10\text{M}$ de ácido acético. Dato: $K_a=1,8 \cdot 10^{-5}$.

3.-Una disolución acuosa $0,10\text{M}$ de metilamina, tiene un $\text{pH}=11,85$. 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 $0,50\text{M}$ de cianuro sódico. Dato: $\text{p}K_a(\text{HCN})=9,31$.

5.-Un medicamento utilizado como antiácido tiene $0,40 \text{ g}$ de hidróxido de aluminio por comprimido. ¿Qué es más eficaz, un comprimido de dicho medicamento o $1,00 \text{ g}$ de carbonato ácido de sodio?.

6.-Para neutralizar $25,0 \text{ cm}^3$ de una disolución acuosa de ácido sulfúrico, se han gastado $37,5 \text{ cm}^3$ de disolución $0,50\text{M}$ de NaOH. Calcular la molaridad de la disolución de ácido.

7.-Se prepara una disolución tomando 10mL de amoníaco comercial (de 25% de riqueza y $0,90 \text{ g/mL}$ de densidad) y diluyendo con agua hasta 100 mL . a) Calcular el pH de esta disolución. b) Se hacen reaccionar 10 mL de dicha disolución con 15 mL de una disolución de HCl $0,88\text{M}$. ¿Cómo será la disolución final resultante: ácida, básica o neutra?.

8.-De las siguientes especies químicas: HBr, CsOH, NH_3 , HSO_4^- y CO_3^{2-} , indicar cuáles son ácidos y cuáles son bases, según las teorías de Arrhenius y de Brønsted-Lowry.

9.-Completar los siguientes equilibrios entre pares de ácidos y bases conjugados de Brønsted-Lowry, de tal forma que el primer compuesto, en cada lado de la ecuación, actúe como un ácido.

- a) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \quad +$
b) $\quad + \text{HCO}_3^- = \quad + \text{H}_2\text{O}$
c) $\text{NH}_4^+ + \quad = \text{H}_2\text{O} +$
d) $\text{H}_2\text{O} + \text{CN}^- = \quad +$
e) $\quad + \text{H}_2\text{O} = \quad + \text{SO}_4^{2-}$
f) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_3^{2-} = \quad +$

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

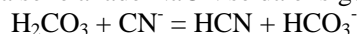
11.-La aspirina (ácido acetilsalicílico, $\text{C}_9\text{O}_4\text{H}_8$) es un ácido monoprotico débil ($K_a=2,64 \cdot 10^{-5}$). Calcular el pH de una disolución preparada disolviendo una tableta de aspirina de 500 mg en 100 mL de agua.

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 ($3,9 \text{ g}$ en 100mL de disolución, a 25°C). Calcular el pH de una disolución saturada a 25°C

13.-Se dispone de 1L de una disolución de ácido monoprótico débil 0,20M. El grado de disociación es del 22%. Calcular: a) K_a ; b) El pH de la disolución y c) El grado de disociación del ácido tras añadirle 0,8 g de HNO_3 puro.

14.- Se disponen de las siguientes sustancias: NH_3 ; H_2PO_4^- ; HNO_3 . Clasificarlas en ácidos o bases de acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry. Escribir las ecuaciones químicas que justifiquen esta clasificación, nombrando las especies que intervienen en ellos. ¿Se podría utilizar la teoría de Arrhenius para clasificarlas?

15.-Cuando a una bebida carbónica se le añade NaCN se da el siguiente equilibrio:



Predecir el sentido en el que tendrá lugar la reacción preferentemente y calcular la constante de equilibrio. Datos: $K_a(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,3 \cdot 10^{-7}$; $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$

16.-Cuando reacciona el HSO_4^- con el acetato. Calcula cuanto vale la constante de equilibrio. Indicando hacia donde está desplazado el equilibrio, señala cual es la fortaleza del sulfato ácido respecto al acetato. Datos: $K_a(\text{HSO}_4^-) = 1,3 \cdot 10^{-2}$; $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

17.-Calcular la constante de ionización de un ácido débil monoprótico que está ionizado al 25% en una disolución 0,2M.

18.-Calcular el pH de las dos disoluciones acuosas siguientes: a) 0,05M de HCl; b) 0,025M de NaOH.

19.-Calcular el pH de un vinagre que contiene ácido acético 0,01M. Dato: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

20.-Calcula el pH y el grado de disociación de las siguientes disoluciones acuosas: a) HNO_3 0,05M; b) HNO_2 0,05M; c) fenilamina (anilina) 0,05M. Datos: $K_a(\text{HNO}_2) = 4,5 \cdot 10^{-4}$; $K_b(\text{anilina}) = 4,2 \cdot 10^{-10}$

21.-Calcula el pH de una disolución 0,25M de NH_3 , sabiendo que está ionizado un 0,84%. ¿Qué volumen HCl 0,125M se necesitará para neutralizar 50 mL de la disolución anterior?

22.-Deduce el carácter ácido o básico de una disolución de fluoruro sódico.

23.-Calcula la K_b del NH_3 , sabiendo que disolución que contiene 1,7 g/L tiene un pH= 11,13.

24.-Calcular el pH de una disolución acuosa 0,25M de acetato sódico sabiendo que $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

25.- Razona el carácter ácido, básico o neutro de las disoluciones acuosas de las siguientes sales: a) cloruro de sodio; b) acetato de sodio; c) cianuro potásico; d) cloruro amónico y e) cianuro amónico ($K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$)

EQUILIBRIO QUÍMICO

1.-Escribir la expresión de la constante de equilibrio, para cada una de las siguientes reacciones:

- a) $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} = \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$
 - b) $\text{NH}_4\text{Cl(s)} = \text{NH}_3\text{(g)} + \text{HCl(g)}$
 - c) $\text{ZnO(s)} + \text{CO(g)} = \text{Zn(s)} + \text{CO}_2\text{(g)}$
 - d) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3\text{(s)} = 2\text{NH}_3\text{(g)} + \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(l)}$
- ¿En cuáles de ellas es $K_p=K_c$?

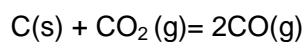
2.- En un matraz de 1,00 L se introducen 0,072 moles de pentacloruro de fósforo y se calienta a 250°C. Una vez alcanzado el equilibrio de disociación de éste en tricloruro de fósforo y cloro gaseoso, se analiza la mezcla de gases, encontrándose que contiene 0,040 moles de cloro. Calcular las constantes 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 N_2O_4 y 0,025 moles de NO_2 .

- 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.

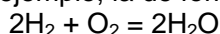
6.- Para la reacción de descomposición del pentacloruro de fósforo en tricloruro de fósforo y cloro gaseoso, la K_p , es igual a 1,78 a 250°C. Si inicialmente tenemos 0,20 moles de pentacloruro y calentamos a 250°C:

- 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?.

7.- Para la constante de equilibrio de la reacción de disociación del pentacloruro del fósforo gaseoso en tricloruro de fósforo gaseoso y cloro gaseoso, se han obtenido los siguientes valores de la constante de equilibrio K_p :

A 500K es: $K_p= 2,24$; A 700K es: $K_p=33,5$. Deducir si dicha reacción es exotérmica o endotérmica y justificarlo.

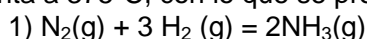
8.-Una reacción química, como, por ejemplo, la de formación del agua:



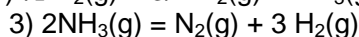
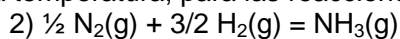
Puede asegurarse que se encuentra en equilibrio cuando:

- a) La cantidad de agua formada en un cierto tiempo es prácticamente nula.
- b) Las velocidades de reacción directa e inversa son nulas.
- c) Las velocidades de reacción directa e inversa son iguales, pero distinta de cero.
- d) El valor de ΔG^0 de la reacción se hace máximo pero negativo.
- e) El valor de ΔG^0 de la reacción es igual a cero.

9.-En un recipiente de 20L se introducen 10,0 moles de nitrógeno y 16,0 moles de hidrógeno. Se cierra y se calienta a 375°C, con lo que se produce la reacción:

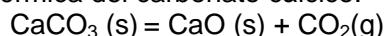


Cuando se alcanza el equilibrio, se encuentra que la concentración de amoníaco es de 0,150 M. Calcular: a) Las constantes de equilibrio K_c y K_p de dicha reacción a 375°C. b) Los valores de K_c , a la misma temperatura, para las reacciones:



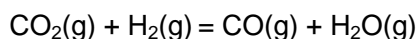
10.-En un matraz de un litro se introducen 0,10 moles de HI y se calienta a 350°C, con lo que se disocia parcialmente en I_2 y H_2 . Sabiendo que, a dicha temperatura, $K_c = 0,019$, calcular: a) El grado de disociación del HI, b) La composición de la mezcla de gases cuando se alcanza el equilibrio de disociación.

11.- Para la descomposición térmica del carbonato cálcico:



Es $K_p = 1,04 \text{ atm}$, a 900°C. Calcular la presión total que hay cuando se introducen 100g de carbonato y se calienta 900°C, en un recipiente de: a) 5,0L; b) 10,0L; c) 200L.

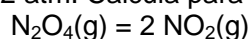
12.- En un recipiente de 10,0L se introducen 0,61 moles de dióxido de carbono y 0,39 moles de H_2 . Se cierra y se calienta a 1250°C, con lo que tiene lugar la llamada reacción del gas de agua:



Una vez alcanzado el equilibrio, se analiza la mezcla, encontrando que hay 0,35 moles de CO_2 . Calcular: a) La composición en moles de la mezcla en el equilibrio. b) La composición del nuevo equilibrio cuando al anterior se le añaden 0,22 moles de hidrógeno.

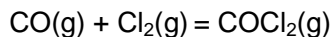
13.- El tetróxido de dinitrógeno se disocia parcialmente en dióxido de nitrógeno. A 60°C y 1,00 atm de presión, la densidad de la mezcla en equilibrio es de 2,24 g/L. Calcular: a) El grado de disociación del N_2O_4 en estas condiciones. b) Dicho grado de disociación a 60°C y 5,00 atm. Justificar los resultados.

14.- En un recipiente de 10 L se introducen 0,60 moles de tetróxido de dinitrógeno a 348,2 K. La presión en el equilibrio es de 2 atm. Calcula para el equilibrio:



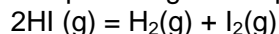
a) El número de moles de cada sustancia en el equilibrio. b) El valor de K_p a esa temperatura.

15.-En un recipiente cerrado y vacío de 10 litros se introducen 1,12 gramos de monóxido de carbono y 2,84 gramos de cloro. Se eleva la temperatura a 525°C y, cuando se alcanza el equilibrio:



La presión total es de 328 mm de Hg. Calcular: a) Las constantes K_p y K_c a 525°C para este equilibrio. b) La composición, en % en volumen, de la mezcla gaseosa en el equilibrio.

16.- El yoduro de hidrógeno se descompone según el equilibrio:



Dentro de un recipiente cerrado, en equilibrio, hay 0,38 moles de $\text{I}_2(\text{g})$, 0,08 moles de $\text{H}_2(\text{g})$ y 1,24 moles de $\text{HI}(\text{g})$. Se añaden 0,30 moles de hidrógeno y se establece de nuevo el equilibrio. Calcula el número de moles de cada gas en el equilibrio (que se establece después de la adición del hidrógeno)

PROBLEMAS DE QUÍMICA 2º BACHILLERATO

1.- ¿Qué se entiende por series espectrales?. Escribe las fórmulas relativas a las longitudes de onda en las series Balmer, Lyman y Pfund.

2.- ¿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: $R = 109740 \text{ cm}^{-1}$.

3.- ¿Qué energía se libera cuando el electrón de un átomo de hidrógeno excitado pasa del nivel $n=4$ al nivel $n=3$? Expresa el resultado en eV.

Dato: $R = 109740 \text{ cm}^{-1}$.

4.- ¿Qué longitud de onda corresponde a la radiación que emite un electrón, en el átomo de hidrógeno, cuando salta de la órbita $n=2$ a la $n=1$ (serie Lyman)? ¿Cuál es su frecuencia?

Dato: $R = 109740 \text{ cm}^{-1}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$.

5.- Calcula la longitud de onda de la segunda línea de la serie Lyman del hidrógeno, sabiendo que $(1/\lambda)$ de la primera línea de dicha serie es 82305 cm^{-1} . Expresa el resultado en Å. Dato: $1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$.

6.- ¿Cuál sería la longitud de onda de la onda asociada a una pelota de 140 g de masa que se mueve con una velocidad de 250 m/s? Dato: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$.

7.- Calcula la longitud de onda de la onda asociada a un electrón que se mueve con una velocidad de 6000 km/s. Dato: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; masa del electrón = $9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$. Expresa el resultado en Å. Dato: $1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$.

8.- Un electrón es acelerado por una diferencia de potencial de 54 V. ¿Cuál es la longitud de onda de su onda asociada? Dato: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; masa del electrón = $9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$. Expresa el resultado en Å. Dato: $1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$; carga del electrón = $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

9.- En el sistema atómico se determina la posición de un electrón con una precisión de 5 pm. ¿Cuál será la máxima precisión con la que podemos conocer simultáneamente la velocidad de dicho electrón, suponiendo que su masa se conoce con un error despreciable? Dato: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; masa del electrón = $9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$. Interpreta el resultado.

10.- Si conocemos la velocidad de un neutrón con una indeterminación de 10 m/s, ¿cuál es la máxima precisión que podemos obtener para su posición? (supón que la masa del neutrón se conoce con un error despreciable) Dato: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; masa del neutrón = $1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.



JUNTA DE ANDALUCÍA
DEPARTAMENTO DE FÍSICA Y QUÍMICA
"I.E.S. JORGE JUAN"

QUÍMICA 2º BACHILLERATO

QUÍMICA ORGÁNICA

- 1.- Dados los compuestos orgánicos $\text{CH}_3\text{-CH}_3$; CH_3OH ; $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_3$
- Explica la solubilidad en agua de cada uno de ellos.
 - Indica cuales son hidrocarburos
 - 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:
 $\text{CH}_2 = \text{CH-C} \equiv \text{CH}$
- 3.- a) Escribe todos los isómeros posibles del compuesto de formula molecular $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$
- 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
- Calcula la composición centesimal de este hidrocarburo y determina su fórmula empírica.
 - Sabiendo que un mol de esta sustancia tiene una masa de 70g, establezca la fórmula molecular de este hidrocarburo.