



*Col·legi
Abat Oliba*
Loreto

Materia: Química
Curso: 1º BACHILLERATO
Actividades de recuperación de verano

Curso
2022/2023

El presente dossier de actividades de recuperación de verano debe presentarse el día de la realización del examen de la convocatoria extraordinaria.

Es imprescindible la realización y presentación del dossier para hacer el examen.

RECOMENDACIONES DE TRABAJO

- ✓ **Hacer los ejercicios en un cuaderno**
- ✓ **Se pueden ir alternando los temas**
- ✓ **Anotar la fecha de trabajo**

BUEN VERANO!

FORMULACIÓN

1. Formule o nombre los compuestos siguientes:
 - a) Óxido de cobalto (II)
 - b) Dicromato de potasio
 - c) Propino
 - d) $\text{Sn}(\text{OH})_4$
 - e) HBrO_2
 - f) Hidruro de berilio
 - g) Permanganato de sodio
 - h) Ácido propenoico
 - i) Ácido perclórico
 - j) CuBr_2
 - k) $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
 - l) $\text{Ca}(\text{BrO}_3)_2$
 - m) Hidróxido de berilio
 - n) Hidróxido de magnesio
 - o) Yodato de potasio
 - p) NaClO
 - q) H_2Se
 - r) Perclorato de cromo (III)
 - s) Nitrato de paladio (II)
 - t) FeCl_2
 - u) Ag_2O
 - v) Sulfuro de cinc
 - w) Hidróxido de hierro (III)

LEYES DE LOS GASES

1. A presión de 17 atm, 34 L de un gas a temperatura constante experimenta un cambio ocupando un volumen de 15 L ¿Cuál será la presión que ejerce?
2. ¿Qué volumen ocupa un gas a 980 mmHg, si el recipiente tiene finalmente una presión de 1,8 atm y el gas se comprime a 860 cc?
3. A presión constante un gas ocupa 1.500 (ml) a 35° C ¿Qué temperatura es necesaria para que este gas se expanda hasta alcanzar los 2,6 L?
4. ¿Qué volumen ocupa un gas a 30° C, a presión constante, si la temperatura disminuye un tercio (1/3) ocupando 1.200 cc?
5. A volumen constante un gas ejerce una presión de 880 mmHg a 20° C ¿Qué temperatura habrá si la presión aumenta en 15 %?
6. Cuando un gas a 85° C y 760 mmHg, a volumen constante en un cilindro, se comprime, su temperatura disminuye dos tercios (2/3) ¿Qué presión ejercerá el gas?
7. En un balón de 5 L, se tiene una muestra que contiene 2,43 moles de nitrógeno y 3,07 moles de oxígeno, a 298 K. Determina
 - a) la presión total de los gases en el balón
 - b) la presión parcial de cada gas en el recipiente.
8. En un recipiente de capacidad 10 litros contiene una mezcla de gases formada por 50 gr de oxígeno y 100 gramos de nitrógeno . Si la presión total del recipiente son 3 atm. Calcular las presiones parciales de cada gas.
9. Un recipiente de 2 litros contiene, a 27°C, una mezcla de gases formada por 0,8 gramos de monóxido de carbono, 1,6 gramos de dióxido de carbono y 1,4 gramos de metano(CH₄) Calcular:
 - a) El número de moles de cada gas.
 - b) La fracción molar de cada gas.
 - c) La presión total y la parcial de cada gas.

DISOLUCIONES

1. En cuatro moles de ácido sulfúrico:
 - a) ¿Cuántos gramos de hidrógeno?
 - b) ¿Cuántos gramos de azufre hay?
 - c) ¿Cuántos átomos de oxígeno?
2. Calcular la molaridad de una disolución que contiene:
 - a) 4,41 gramos de cloruro sódico en 0,75 litros de disolución.
 - b) 34,8 gramos de sulfato de potasio en 2 litros de disolución
 - c) En 300 cm³ de una disolución de ácido clorhídrico hay 12 gramos de dicha sustancia. Calcular la concentración molar o molaridad.
3. ¿Cuántos gramos de hidróxido cálcico hay en 2 litros de una disolución 0,001 M de esta sustancia?
4. Se disuelven 2,5 g de ácido sulfúrico puro en agua y se enrasa a 125 mL. ¿Cuál es la molaridad de la disolución?
5. ¿Qué cantidad de glucosa C₆H₁₂O₆ se necesita para preparar 100 mL de disolución 0,1 M?
6. ¿Qué cantidad de NaOH se necesita para preparar 0,5 L de disolución 3,5 M?
7. Se disuelven 50 g de amoníaco en agua hasta obtener 650 mL de disolución. Sabiendo que la densidad de la disolución resultante es 950 kg/m³. Indicar la concentración de la misma en: g/L, molaridad y porcentaje másico (%).
8. Se disuelven en agua 10 g de nitrato de plata hasta obtener 600 mL de disolución. ¿Cuál es la concentración en g/L y la molaridad de la disolución obtenida?
9. 15 g de cloruro de sodio se disuelven en 60 g de agua. Calcular el porcentaje másico de soluto en la disolución obtenida, y las fracciones molares de soluto y disolvente
10. Se han de preparar 500 mL de una disolución de cloruro de potasio 0,1 M. ¿Qué cantidad, en gramos, del mismo se necesitan?

11. Calcular cuál es la concentración molar de una disolución obtenida disolviendo en agua 5,85 g de cloruro de sodio, hasta obtener 10 litros de disolución.
12. Se dispone de una disolución de ácido clorhídrico 0,1 M. Calcular la masa de ácido clorhídrico disuelta en 100 mL de dicha disolución.
13. Calcula la concentración en g/L, la molaridad, la molalidad y el porcentaje másico de una disolución de KClO_3 , sabiendo que al evaporar 20 mL de la misma, que pesaban 21 g, se ha obtenido un residuo de 1,45 g de KClO_3 .
14. ¿Cuántos gramos de una disolución de porcentaje másico igual al 8% de sulfato de sodio necesitamos para que el contenido en sulfato de sodio sea de 3 g?
15. ¿Qué % de sal común (NaCl) contiene el agua de mar si de 2 kg de agua salada obtenemos 50 g de sal?
16. ¿Cuántos gramos de ácido acético ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$) hay en un litro de vinagre cuya concentración es 0,6 M?
17. Se prepara una disolución, colocando en un vaso 5 g de sal común (cloruro sódico) y añadiendo 20 g de agua. Una vez disuelta la sal se tiene un volumen de 21,7 mL. Calcular:
 - a) Concentración de dicha disolución en % en peso.
 - b) Molalidad
 - c) Concentración en g/L y la molaridad.
 - d) Fracción molar de soluto y disolvente.
18. Cuántos mL de una disolución 1,5 M de: HCl deberemos tomar para tener 15 g de HCl ?
19. Calcular qué volumen de disolución de cloruro sódico 1 M se necesita para preparar 100 mL de una disolución de cloruro de sodio 0,02 M.

20. Se tiene una disolución de H_2SO_4 al 95,6% en peso y cuya densidad es 1,7 g/mL. Calcular la concentración de la disolución en g/L y molaridad.
21. Calcular la molaridad de una disolución acuosa de ácido nítrico al 33,82% en peso si su densidad es 1,22 g/mL.
22. Tenemos 20 L de CO_2 a 27°C y 800 mmHg. Calcula: a) nº de moles, b) masa CO_2 , c) nº átomos oxígeno.
23. Calcula el volumen que ocupan 15 g de gas hidrógeno, a 2 atmósferas de presión y 100°C .

LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA

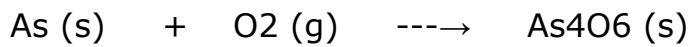
1. El azufre y el hierro se combinan para formar sulfuro de hierro en la relación de 4 g de azufre con 7 g de hierro. ¿Cuánto sulfuro de hierro se formará, a partir de 10 g de azufre y 10 g de hierro? ¿sobrará alguno de ellos?
2. 3,068 g de magnesio se queman completamente dando lugar a 5,086 g de óxido de magnesio. Determina la proporción en que se combina el magnesio con el oxígeno para formar dicho óxido. Calcula las masas necesarias de oxígeno y de magnesio para formar 423,5 g de dicho óxido.
3. Sabiendo que para formarse 2 litros de amoníaco (NH_3) se necesitan 1 litro de nitrógeno (N_2) y 3 litros de hidrógeno (H_2), calcula la cantidad mínima de cada uno de ellos que se necesitan para formar 15 litros del primero.
4. Cuando se calienta una cinta de magnesia en oxígeno, se forma óxido de magnesia, un sólido blanco. En un experimento, una cinta de magnesio de 7.12 g se consume totalmente en presencia de oxígeno en exceso, obteniéndose 11,86 g de óxido de magnesio. En un segundo experimento, se calientan 5,0 g magnesio en presencia de 2,20 g de oxígeno. Esta vez, todo el oxígeno reacciona, mientras que queda algo de magnesio sin reaccionar y se forman 5.50 g de óxido de magnesio.
 - a. Demuestra que se verifica la ley de las proporciones definidas. Para ello has de mostrar que, en ambos experimentos, la relación entre las masas de magnesio y de oxígeno que reaccionan es la misma.
 - b. Explica, a través de la teoría atómico-molecular de Dalton, a qué se debe la constancia entre las masas reaccionantes de magnesio y oxígeno; o, dicho de otro modo, por qué es constante la composición de magnesia y oxígeno en el óxido de magnesio
 - c. Si suponemos que la reacción que tiene lugar es: $2 \text{Mg} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{s}) \rightarrow 2 \text{MgO} (\text{s})$ y sabemos: masa atómica relativa del oxígeno es 16,0, deduce de los datos experimentales cuál ha de ser la masa atómica relativa del magnesio.

5. Al reaccionar 6.2 g de magnesio con 47.1 g de yodo, se formó yoduro de magnesio, quedando 1.7 g en exceso de magnesio. Calcula la composición centesimal del compuesto.
6. Los elementos A y B pueden formar dos compuestos diferentes. En el primero hay 8 g de A por cada 26 g de compuesto. El segundo tiene una composición centesimal del 25% de A y del 75% de B. ¿se cumple la ley de proporciones múltiples.
8. El hidrógeno y el oxígeno reaccionan dando agua, pero sometidos a una fuerte descarga eléctrica pueden producir peróxido de hidrógeno. La primera contiene un 11,25 de hidrógeno, mientras que el segundo, un 5,93% del mismo. Demostrar que se cumple la ley de proporciones múltiples.
9. El oxígeno y el plomo forman dos óxidos diferentes. El primero de ellos tiene un 7.2 % de oxígeno y el segundo, 13.4%. Comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples.
10. El oxígeno y el carbono forman dos compuestos diferentes. El primero tiene 42.9% de C y 57.1% de O, y el otro, 27.3 %de C y 72.7% de O. Comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples.
11. Experimentalmente se encuentra que 1 L de nitrógeno, N_2 , reacciona con un 1 L de oxígeno, O_2 , para dar 2 L de óxido nítrico, medidos en las mismas condiciones de P y T. determina la fórmula molecular del compuesto formado.
- 12.¿Cuántos moles de $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ hay en una muestra de 26,7 g del mismo? y ¿cuántos de agua?
- 13.Los siguientes compuestos: urea $CO(NH_2)_2$, nitrato amónico NH_4NO_3 y guanidina $HNC(NH_2)_2$ son adecuados para ser utilizados como fertilizantes, ya que proporcionan nitrógeno asimilable por las plantas. ¿Cuál de los compuestos indicados tiene mejor rendimiento como fertilizante?
- 14.Calcula el nº de moles y de moléculas que hay en un litro de agua. (Dato: $D= 1g/mL$)
- 17.Se dispone de 24,0 g de H_2SO_4 , calcule: a) El nº de moles, b) el nº de moléculas, c) el nº de átomos de azufre, hidrógeno y oxígeno, d) el nº de gramos de oxígeno, hidrógeno y azufre y e) su composición centesimal.

ESTEQUIOMETRÍA

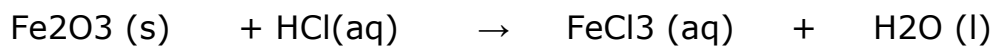
1. El mineral que se extrae de una mina contiene un 90% de CuS. ¿Qué cantidad de mineral se precisa para obtener una tonelada de cobre?
 2. Se queman al aire libre 10 Kg de antracita, cuya riqueza en carbono es del 95%. Calcula: a) El volumen de CO₂ formado en la combustión completa. b) el volumen de aire necesario en la reacción. Dato: Riqueza del aire 21% de oxígeno.
 3. ¿Qué cantidad de H₂ se obtendrá al tratar 20 g de Zn con H₂SO₄?
Expresa el resultado en peso y volumen en condiciones normales.
 4. Calcula el peso de NH₃ que se puede obtener con 12 L de N₂ si el rendimiento de la reacción es del 80%.
 5. Un tipo de granadas lacrimógenas utilizan tetracloruro de titanio, un líquido que reacciona con el agua del aire húmedo produciendo HCl, un gas irritante, y dióxido de titanio, un sólido responsable del homo blanco: a. Escribe y ajusta la reacción b. Calcula los moles de agua que deben reaccionar para que se forme un mol de HCl c. ¿Cuántas moléculas de TiCl₄ han de consumirse?
 6. Por un litro de disolución 3 M de NaOH se hace pasar una corriente de CO₂ hasta que reacciona todo el NaOH disuelto. Calcule: a) el volumen de CO₂, medido en c.n. consumido en toda la reacción; b) la masa del carbonato sódico formado en la reacción. (R:33.6 L, 159 g)
 7. Se hacen reaccionar 10 g de N₂ con 1 g de H₂ para obtener NH₃ Calcula: a) El reactivo en exceso. b) El rendimiento de la reacción si se obtienen 2,12 g de amoníaco.
 8. Determinar los gramos de NaCl que se pueden obtener con 106 g de Na₂CO₃, según la reacción:
$$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
 9. Disponemos de 2 g de propano y 7 g de O₂ para producir la combustión. Determinar cuántos gramos de CO₂ se forman.
-

10. El descubrimiento del arsénico, en la Edad Media, se atribuye a San Alberto Magno (1193-1280), patrón de los químicos. El elemento arde en el aire formando el venenoso óxido As_4O_6 , llamado arsénico blanco:

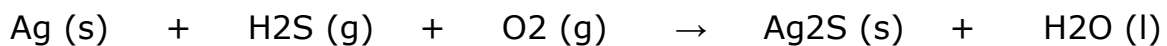


¿Cuántos litros de oxígeno, medidos a 25 °C y 1,0 atm, se consumen en la formación de 6.2 g de As_4O_6 ?

11. El mayor uso comercial del ácido clorhídrico es la eliminación de la herrumbre del acero (el hierro también reaccionan con el HCl, pero mucho más lentamente, de modo que se puede eliminar la herrumbre sin pérdida significativa de hierro).la ecuación del proceso es:



12. Los objetos de plata se ennegrecen en presencia de H_2S , un gas que se forma en la descomposición de la comida, debido a la la formación de Ag_2S , que es negro.



Si en la mezcla de la reacción hay 30,0 g de plata, 0,52 g de H_2S y 5,8 moles de O_2 ¿qué masa de Ag_2S se forma?

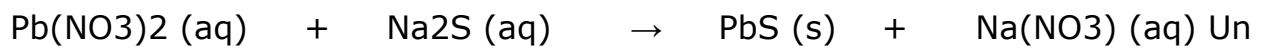
13. Se dispone de 30 L de SO_2 y 20 L de O_2 en condiciones normales, determinar la cantidad de SO_3 que se forma.

14. Un horno de cal utiliza como materia prima una piedra caliza, CaCO_3 , con un 15% de impureza silícica. Calcula los metros cúbicos de CO_2 que se desprenden por tonelada de piedra caliza.

15. Se tratan 850 g de CaCO_3 con una disolución 2 M de HCl. Calcula: a) El volumen de disolución necesario para que reaccione todo el carbonato; b) El peso de CO_2 obtenido y su volumen medido en condiciones normales.

16. Diez gramos de un mineral que tiene un 60 % de Zn, se hacen reaccionar con una disolución de H₂SO₄ del 96 % de riqueza en peso y D = 1823 Kg/m³. Calcula: a) la masa de sulfato de zinc producido, b) el volumen de H₂ desprendido en la reacción medidos en c.n. (R: 15,085g, 2.04 L)

17. Una tinta secreta, utilizada por los alemanes durante la guerra, se basa en la reacción:



Un espía escribe un mensaje con una disolución incolora de Pb(NO₃)₂ y su receptor lo rocía con una disolución de Na₂S, formándose un precipitado negro de PbS, que hace visible el mensaje. Si tenemos 75 ml de una disolución acuosa de 0.10 mol L⁻¹ de Na₂S y añadimos nitrato de plomo (II) en exceso, calcula los gramos de PbS que pueden formarse y la masa de Pb(NO₃)₂ que reacciona.

18. La acidez del estómago se debe a un exceso de HCl por parte de nuestro organismo. Para contrarrestarla se puede utilizar bicarbonato de sodio, HCO₃⁻ que reacciona con el ácido dando cloruro de sodio, agua y dióxido de carbono que eliminamos. a. Escribe la reacción que tiene lugar, ¿de qué tipo de reacción se trata? b. Calcula los gramos de bicarbonato que hay que tomar para neutralizar 10 mL de HCl 1,25 M c. Calcula el volumen de dióxido de carbono que se formará si la presión es de 1 atm y la temperatura es de 37 °C.

19. Cuando el ácido sulfhídrico se quema por acción del oxígeno se producen agua y dióxido de azufre. En un laboratorio se hicieron reaccionar 20L de ácido sulfhídrico gaseoso, a 1,3 atm y 70°C con un exceso de aire y se obtuvieron 18 L de SO₂, medidos a 1 atm y 50°C. ¿cuál ha sido el rendimiento de la reacción?

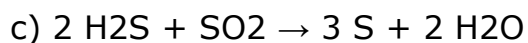
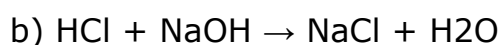
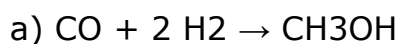
20. Para determinar la riqueza de magnesio de una aleación se toma oxígeno en unas condiciones en las que sólo se obtienen 3,611 g de óxido de magnesio. ¿Cuál es el porcentaje de magnesio en la aleación?

FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR

1. Un compuesto tiene 74,87% de carbono y 25,13% de hidrógeno y su peso molecular es 16. Halla su fórmula empírica y molecular.
2. 2,27 g de un óxido de hierro contiene 1,59 g de hierro y 0,68 g de oxígeno. Halle su fórmula empírica
3. El freón es una sustancia que se utiliza como propelente en los espráis, antes que se prohibiera debido a que se destruye la capa de ozono. Una muestra de dicha sustancia contiene 0.99 g de carbono; 5.88 g de cloro y 3.14 g de flúor. Determina su fórmula empírica.
4. Una sustancia orgánica está compuesta de C, H y O, al calentarla con CuO se oxida dando CO₂ y H₂O. a partir de 1,000 g de esta sustancia se obtienen 0,977 de CO₂ y 0,200 g de H₂O, y su peso molecular es de 90 g/mol. Halle su fórmula molecular.
5. El olor de la manteca rancia se debe al ácido butírico, una sustancia que contiene solo C, H, y O y cuya masa molar es 88,1 g mol⁻¹. Sabiendo que una muestra de 5.82 g de este ácido por combustión da 11,63 g de CO₂ y 4,76 g de agua, determine su fórmula molecular
6. En la combustión de 0,78 g de una sustancia orgánica formada por C, H y O se forman 1,50 g de CO₂ y 0,92 g de H₂O. Halle su fórmula empírica.
7. En la combustión de 0.780 g de una sustancia orgánica formada por carbono, hidrógeno y oxígeno se forman 1.500 g de dióxido de carbono y 0.920 g de agua. 108 cm³ de dicho compuesto a 14° y 744 mm de Hg pesan 0.206 g. Determine su fórmula molecular.
8. En 4.83 g de un hidrocarburo gaseoso hay 4.14 g de carbono. Hallar su fórmula molecular si esos gramos del mismo, a 18° y 740 mm Hg ocupan un volumen de 2.82 L.

REACCIONES DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN

1. Dadas las siguientes reacciones:



Deducir si son redox o no, y , en caso afirmativo, indicar qué elementos se oxidan y cuáles se reducen.

2. Ajustar la siguiente ecuación por el método del ión-electrón, detallando los pasos correspondientes:



3. Ajustar la siguiente ecuación por el método del ión-electrón, detallando los pasos correspondientes:



4. Producimos gas cloro haciendo reaccionar cloruro de hidrógeno con heptaoxicromato (VI) de potasio, produciéndose la siguiente reacción:



a.- Ajustar la reacción por el método del ión electrón.

b.- Escribir las semirreacciones de oxidación y reducción. ¿Cuál es el oxidante y cuál es el reductor? ¿Qué especie se oxida y cuál se reduce?

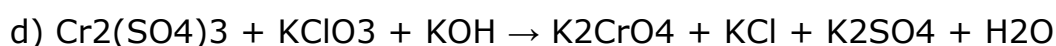
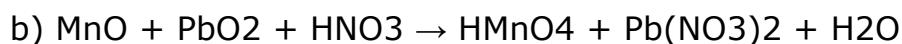
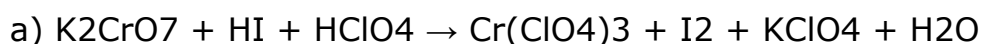
c.- Calcular los moles y el volumen de Cl_2 en C.N. que se producirá si se atacan totalmente 18.25 g de HCl.

Matómica Cl: 35.5 Matómica H: 1

5. Ajusta la siguiente ecuación por el método del ión-electrón, detallando los pasos correspondientes:



6. Ajusta las siguientes reacciones redox, utilizando el método del ion-electrón:



ESTRUCTURA DE LA MATERIA

1. ¿Cuántos orbitales hay en el nivel de energía $n = 3$?
2. Cuántos subniveles posee el nivel de energía principal $n=4$?
Designa dichos niveles utilizando la nomenclatura habitual.
Dibuja los orbitales del subnivel 4p
3. Indica cuál de las configuraciones electrónicas siguientes no son posibles e indica por qué
 - a. $1s^2 2s^2 2p^2$
 - b. $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$
 - c. $1s^2 2s^2 2p^6 4s^2$
 - d. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
4. ¿En qué se diferencian dos electrones que ocupan un mismo orbital atómico?
5. Escribe las configuraciones electrónicas y los números cuánticos del electrón diferenciador de las siguientes especies: A ($Z=25$), B⁻ ($Z=35$), C ($Z=49$) y D²⁺ ($Z=38$).
6. Escribe las configuraciones electrónicas y los números cuánticos del electrón diferenciador de las siguientes especies: Berilio ($Z=4$), cloro ($Z=17$), hierro ($Z=26$), Cesio ($Z=55$), oro ($Z=79$), ion Mg²⁺ ($Z=12$); Ca ($Z=20$), ion Br⁻ ($Z=35$), ion O²⁻ ($Z=8$)
7. Describe el significado físico de los tres números cuánticos que definen un orbital y razona si son o no posibles los valores (n, l, m) de los siguientes orbitales $(2,2,1)$; $(4,2,2)$; $(3,-1,1)$; $(2,0,-1)$
8. Asigna los números cuánticos a todos los electrones del subnivel 3p
9. Dos electrones que tienen de número de espín $s = +1/2$ y $s = -1/2$. ¿Pueden estar en el mismo nivel?, ¿pueden ocupar el mismo orbital?