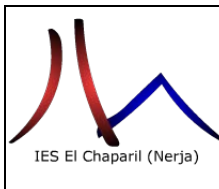


**CUADERNILLO DE EJERCICIOS  
DE QUÍMICA 1º DE  
BACHILLERATO**

**DEPARTAMENTO DE FÍSICA Y  
QUÍMICA**

**IES EL CHAPARIL**



IES El Chaparil (Nerja)

**IES EL CHAPARIL**  
*Departamento de Física y Química*

**EJERCICIOS DE 1º DE BACHILLERATO**  
*leyes Ponderales y cantidad de materia*

Hoja 1

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 ( $\text{NH}_3$ ) se necesitan 1 litro de nitrógeno ( $\text{N}_2$ ) y 3 litros de hidrógeno ( $\text{H}_2$ ), calcula la cantidad mínima de cada uno de ellos que se necesitan para formar 15 litros del primero.
4. El oxígeno reacciona con el hidrógeno en la proporción de 8,0 g de oxígeno por cada gramo de hidrógeno.
  - a. Si suponemos, como Dalton, que la reacción entre estos dos elementos tiene lugar como consecuencia de la unión de un átomo de hidrógeno con uno de oxígeno:  $\text{H}(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{OH}(\text{g})$  ¿Cuál sería la masa atómica relativa del oxígeno?
  - b. Si suponemos que la reacción es:  $2 \text{H}(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$  ¿Cuál sería la masa atómica relativa del oxígeno.
  - c. Experimentalmente se determina que 2 volúmenes de hidrógeno gas se combinan con 1 volumen de oxígeno gas para dar 2 volúmenes de vapor de agua en las mismas condiciones de presión y temperatura. La hipótesis de Avogadro propone que debe existir proporcionalidad entre los volúmenes de los gases que reaccionan y se forman y las moléculas que reaccionan y se forman. ¿Son compatibles las dos ecuaciones químicas anteriores con la hipótesis Avogadro? Razona tu respuesta.
  - d. Propón una ecuación química que sí lo sea y calcula través de ella la masa atómica relativa del oxígeno.
  - e. ¿Qué información, relativa a las sustancias simples y los compuestos, no se conocía con certeza en la época de Dalton, lo que imposibilitaba establecer con seguridad los valores de las masas atómicas relativas y moleculares? Solución: a) 8,0; b) 16,0.
5. 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. Solución: e) 24,3.
6. 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.
7. 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. Comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples en los compuestos de oxígeno y cloro que aparecen en el siguiente cuadro:

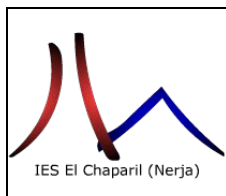
COMPUESTOS DE OXÍGENO Y CLORO		
COMPUESTO	Masa de oxígeno, g	Masa de cloro, g
A	1.6	7.0
B	4.8	7.0
C	8.0	7.0
D	11.2	7.0

11. 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.
12. Experimentalmente se encuentra que 1 L de nitrógeno, N<sub>2</sub>, reacciona con un 1 L de oxígeno, O<sub>2</sub>, para dar 2 L de óxido nítrico, medidos en las mismas condiciones de P y T. determina la fórmula molecular del compuesto formado.
13. Supongamos que reaccionan dos elementos (X e Y) de forma que las masas combinadas de los mismos son:

Reacción	Masa de X, g	Masa de Y, g
I	2.50	1.20
II	2.50	0.60
III	5.00	2.40
IV	2.50	0.40

A la vista de los resultados, di si las siguientes afirmaciones son verdaderas:

- a. Los datos de las reacciones I y III justifican la ley de Proust.
  - b. Los datos de las reacciones I, II y IV justifican la ley de las proporciones múltiples.
  - c. Los compuestos formados en las reacciones I y II son iguales.
  - d. Los compuestos formados en las reacciones I y III son iguales.
14. ¿Cuántos moles de MgSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O hay en una muestra de 26,7 g del mismo? y ¿cuántos de agua?
  15. Los siguientes compuestos: urea CO(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>, nitrato amónico NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> y guanidina HNC(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub> 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?
  16. 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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, 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.
  18. Se tienen 0,345 moles de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) en condiciones normales. Calcula: a) El nº de gramos de CO<sub>2</sub>, b) el volumen de CO<sub>2</sub>, c) el nº de gramos de oxígeno y de hidrógeno, d) el nº de moléculas y de gramos que hay, e) su composición centesimal.
  19. Calcula la cantidad de sustancia que hay en las muestras siguientes:
    - a. 200 g de aluminio, Al (s)
    - b. 100 g de azufre, S<sub>8</sub> (s)
    - c. 40.0 cm<sup>3</sup> de etanol, CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH (l) (d=0.70g cm<sup>-3</sup>)
    - d. 20.0 dm<sup>3</sup> de CH<sub>4</sub> (g) a 0 °C y 1 bar.
  20. Calcula:
    - a. Los átomos de aluminio que hay en 200 g de aluminio, Al (s)
    - b. Las moléculas de S<sub>8</sub> que hay en 100 g de azufre, S<sub>8</sub> (s)
    - c. Las unidades fórmula de SiO<sub>2</sub> que hay en 200 g de SiO<sub>2</sub> (s)



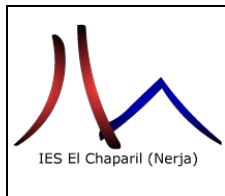
IES El Chaparil (Nerja)

**IES EL CHAPARIL**  
*Departamento de Física y Química*  
**EJERCICIOS DE 1º DE BACHILLERATO**  
*Gases, fórmulas y disoluciones*

Hoja 2

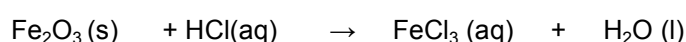
1. Un compuesto tiene 74,87% de carbono y 25,13% de hidrógeno y su peso molecular es 16. Halla su fórmula empírica y molecular.
2. 2,27 g de un óxido de hierro contiene 1,59 g de hierro y 0,68 g de oxígeno. Halle su fórmula empírica. (R:  $Fe_2O_3$ )
3. El freón es una sustancia que se utiliza como propelente 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  $CO_2$  y  $H_2O$ . a partir de 1,000 g de esta sustancia se obtienen 0,977 de  $CO_2$  y 0,200 g de  $H_2O$ , y su peso molecular es de 90 g/mol. Halle su fórmula molecular. (R:  $C_2O_4H_2$ )
5. El olor de la mantequilla rancia se debe al ácido butírico, una sustancia que contiene solo C, H, y O y cuya masa molar es  $88,1 \text{ g mol}^{-1}$ . Sabiendo que una muestra de 5.82 g de este ácido por combustión da 11,63 g de  $CO_2$  y 4,76 g de agua, determine su fórmula molecular. (R:  $C_4H_8O_2$ )
6. En la combustión de 0,78 g de una sustancia orgánica formada por C, H y O se forman 1,50 g de  $CO_2$  y 0,92 g de  $H_2O$ . Halle su fórmula empírica.
7. En 1898, los esposos Curie descubrieron el radio, un elemento radiactivo del grupo II de la Tabla Periódica. Al hacerlo reaccionar con ácido clorhídrico diluido, obtuvieron el correspondiente cloruro, cuyo porcentaje en masa de radio era de 76.1 %. ¿Cuál es la masa atómica del radio? (Res: 226 u)
8. Tenemos dos depósitos de vidrio, cerrados, del mismo volumen. Uno de ellos se llena de gas hidrógeno y el otro de dióxido de carbono, ambos a presión y temperatura ambiente. Razónese: a) Cuál de ellos contiene el mayor número de moléculas; b) cuál de ellos contiene el mayor número de gramos de gas.
9. Una masa de gas ocupa  $600 \text{ cm}^3$  a  $25^\circ$ , si la presión se mantiene constante calcula su volumen a  $-5^\circ$ . (Res:  $539,6 \text{ cm}^3$ )
10. Un tanque metálico contiene un gas a  $20^\circ$  y 900 mm Hg. La temperatura del gas se eleva hasta  $200^\circ$ . Calcular la presión en el interior. (Res: 1453 mm Hg)
11. Una masa de un gas ocupa 200 L a  $25^\circ$  y 782 mm Hg. Calcular el volumen que ocupa si dicho gas pasa a  $65^\circ$  y 815 mm Hg. Res: 217,7 L
12. Calcular el número de moléculas de aire contenidas en una habitación de dimensiones 7x5,5x4,5 m. Las condiciones meteorológicas son  $18^\circ$  y 751 mm Hg. Res:  $4,3 \cdot 10^{27}$
13. En un recipiente de 10 L se mezclan 6,011 g de hidrógeno con 8,645 g de oxígeno y, después de cerrado, se calienta a  $300^\circ$ . Calcular la presión total de la mezcla. Res: 8,34 atm
14. Un gas ocupa 175 L a una presión de 101,0kPa. ¿Cuál será su volumen si la presión aumenta 140 kPa y la temperatura permanece constante? (Res: 126.3 L)
15. Se calienta un gas a presión constante hasta que su volumen se dobla, pasando de 150L a 300 L. si la temperatura inicial del gas era  $20^\circ \text{C}$ , ¿cuál ha sido su temperatura final? (Res: 586 K)
16. La acetona es un líquido incoloro muy utilizado como quitaesmaltes. Supón que una muestra de 5,876 g de acetona se coloca en un matraz de 3,0 L, al que se ha hecho previamente el vacío, y se calienta hasta  $100^\circ \text{C}$ . a esta temperatura, la acetona se vaporiza totalmente, se mide la presión interior del matraz y resulta se  $1,045 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ . Calcula la masa molar de la acetona. (Res:  $58.1 \text{ g mol}^{-1}$ )
17. 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.  $108 \text{ cm}^3$  de dicho compuesto a  $14^\circ$  y 744 mm de Hg pesan 0.206 g. Determine su fórmula molecular.
18. En 4.83 g de un hidrocarburo gaseoso hay 4.14 g de carbono. Hallar su fórmula molecular si esos gramos del mismo, a  $18^\circ$  y 740 mm Hg ocupan un volumen de 2.82 L. Res:  $C_8H_6$ )

19. Hallar la fórmula molecular de cierto gas cuya composición centesimal es: 38,40% de carbono, 4,80% de hidrógeno, y 56,80% de cloro. Además se ha determinado que dos gramos del gas ocupan 798 mL a 750 mm de Hg y 27 °C.
20. Una muestra de 2,3691 g de morfina contienen 1,6959 g de carbono, 0,1579 g de hidrógeno, 0,1164 g de nitrógeno y 0,3990 g de oxígeno. Determina a) su composición centesimal; b) su fórmula molecular si sabemos que una muestra de 3,2856 g de esta droga ocupan 540 mL de volumen a 1 atm de presión y 300 °C de temperatura.
21. Una muestra de dos gases constituida por 4 g de metano y 6 g de etano ocupan un volumen de 21,75 L. calcula: a) la temperatura a la que se encuentra la mezcla, si la presión total es de 0,5 atm; b) la presión parcial que ejerce cada uno de los gases de la mezcla. *Res: 295 K, 0,278 y 0,222 atm*
22. Una mezcla de dos gases formada por 28 g de N<sub>2</sub> y 64 g de O<sub>2</sub>, están a la temperatura de 26° en un recipiente de 20 L. halla la presión de la mezcla y la presión de cada gas.
23. Calcular la concentración en moles L<sup>-1</sup> de una disolución de HCl de riqueza 36% y D=1.113 g/mL.
24. Calcular el volumen necesario para preparar una disolución de 25 mL de HNO<sub>3</sub> 0.5 M, si tenemos una disolución de dicho ácido de 4.0 moles L<sup>-1</sup>.
25. Calcular la concentración en moles L<sup>-1</sup> y en masa de una disolución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> del 96 % de riqueza en peso y D = 1863 Kg/m<sup>3</sup>
26. Calcular la molaridad y la normalidad de una disolución de sulfato de potasio, al 10 %, cuya densidad es 1.08 g/mL (R: 0.62 M, 1.24 N)
27. Hallar la normalidad y molaridad de las siguientes disoluciones:
  - a. Ácido ortofosfórico al 90% y densidad 1.8 g/mL. (R: 16.53 M, 49.59 N)
  - b. Carbonato de sodio al 20 % y densidad 1.5 g /mL. (R: 2.83 M, 5.66 N)
28. Calcula el volumen de ácido ortofosfórico al 90% y densidad 1.8 g/mL necesarios para preparar una disolución de 100 mL de dicho ácido de concentración 1.5 M.
29. Calcula el volumen de ácido sulfúrico de 93% en peso y densidad 1.83 g/mL necesarios para preparar una disolución de 250 mL de dicho ácido de concentración 2.0 M.
30. Se analiza un pescado procedente de un río contaminado y se comprueba que contiene 0,427 ppm de mercurio. Si comieras 400 g de este pescado, ¿cuál es la masa de mercurio que ingieres? (Res: 0.171 mg)
31. Una bebida alcohólica contiene un 40% en masa de etanol. Una persona, de 70 kg de masa, ingiere 100 g de la misma. Se sabe que la cantidad de alcohol que pasa a la sangre es de un 15 % del alcohol bebido por la boca y el resto se evapora en el aliento y se reparte por los órganos internos del cuerpo. Si la máxima tasa de alcohol en sangre permitida para conducir en España es 0,5 gramos/litro estima si esta persona dará positivo en un test de alcoholemia, si se considera que la cantidad de sangre que contiene el cuerpo humano es de un 8 % del peso del cuerpo.
32. Calcula la concentración molar de ácido acético de una disolución de vinagre que contiene 5,0% de ácido. La densidad de la disolución es de 1,005 g cm<sup>-3</sup>. (Res: 0,84 M)
33. Un paciente tiene un nivel de colesterol de 214. Como muchas otras medidas bioquímicas, este resultado corresponde a las unidades de mg dL<sup>-1</sup>. Determina la concentración molar de colesterol en la sangre de este paciente. Fórmula empírica del colesterol: C<sub>27</sub>H<sub>46</sub>O. (Res: 5,54\*10<sup>-3</sup> mol L<sup>-1</sup>)
34. El agua de mar contiene 1,9\*10<sup>4</sup> ppm de ión cloruro y 10500 ppm de ión sodio, entre otros iones en disolución. Calcula la concentración molar del ión cloruro y del ión sodio que hay en el agua de mar. La densidad del agua de mar es de 1,024 g cm<sup>-3</sup>. (Res: 0,549 M, 0.468 M)
35. El ácido nítrico concentrado es del 70 % en masa y su densidad es 1,41 g cm<sup>-3</sup>.
  - a. ¿Cuál es la concentración molar del ácido nítrico concentrado? (Res: 15,67 M)
  - b. ¿Qué volumen de ácido nítrico concentrado se necesita para preparar 250 cm<sup>3</sup> de ácido 0.10 mol L<sup>-1</sup>? (Res: 1.59 cm<sup>3</sup>)



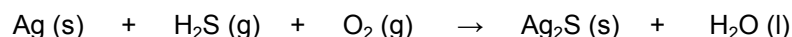
1. El mineral que se extrae de una mina contiene un 90% de CuS. ¿Qué cantidad de mineral se precisa para obtener una tonelada de cobre?
2. Un determinado mineral está formado por un 70% de pirita férrica, FeS<sub>2</sub>, un 10% de FeAsS y el resto impurezas no rentables. ¿Qué cantidad de S contiene un kilo de este material?
3. Se queman al aire libre 10 Kg de antracita, cuya riqueza en carbono es del 95%. Calcula: a) El volumen de CO<sub>2</sub> formado en la combustión completa. b) el volumen de aire necesario en la reacción. Dato: Riqueza del aire 21% de oxígeno.
4. ¿Qué cantidad de H<sub>2</sub> se obtendrá al tratar 20 g de Zn con H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>? Expresa el resultado en peso y volumen en condiciones normales.
5. Calcula el peso de NH<sub>3</sub> que se puede obtener con 12 L de N<sub>2</sub> si el rendimiento de la reacción es del 80%.
6. 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 TiCl<sub>4</sub> han de consumirse? (sol: 0.5 moles; 1.51x10<sup>23</sup> moléculas)
7. ¿Qué peso de CaC<sub>2</sub>, supuesto puro, se gastará en producir el acetileno necesario para obtener, por combustión, 8 L de CO<sub>2</sub>?
8. Por un litro de disolución 3 M de NaOH se hace pasar una corriente de CO<sub>2</sub> hasta que reacciona todo el NaOH disuelto. Calcule: a) el volumen de CO<sub>2</sub>, 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)
9. Se hacen reaccionar 10 g de N<sub>2</sub> con 1 g de H<sub>2</sub> para obtener NH<sub>3</sub>. Calcula: a) El reactivo en exceso. b) El rendimiento de la reacción si se obtienen 2,12 g de amoníaco.
10. Determinar los gramos de NaCl que se pueden obtener con 106 g de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, según la reacción:
$$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
11. Disponemos de 2 g de propano y 7 g de O<sub>2</sub> para producir la combustión. Determinar cuántos gramos de CO<sub>2</sub> se forman.
12. 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<sub>4</sub>O<sub>6</sub>, llamado arsénico blanco:
$$\text{As (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \longrightarrow \text{As}_4\text{O}_6 \text{ (s)}$$

¿Cuántos litros de oxígeno, medidos a 25 °C y 1,0 atm, se consumen en la formación de 6.2 g de As<sub>4</sub>O<sub>6</sub>? (sol: 1,1 l)
13. 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:



¿qué volumen de disolución 0,2 M de HCl se requiere para disolver 2.6 g de Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>? (sol: 0.49L)

14. Deshidratando etanol se obtiene eteno. ¿Qué volumen de eteno obtendremos a partir de 160 g de alcohol al 95% de pureza?
15. Los objetos de plata se ennegrecen en presencia de H<sub>2</sub>S, un gas que se forma en la descomposición de la comida, debido a la la formación de Ag<sub>2</sub>S, que es negro.



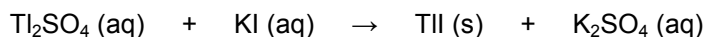
Si en la mezcla de la reacción hay 30,0 g de plata, 0,52 g de H<sub>2</sub>S y 5,8 moles de O<sub>2</sub> ¿qué masa de Ag<sub>2</sub>S se forma? (sol: 3,8 g)

16. Se dispone de 30 L de SO<sub>2</sub> y 20 L de O<sub>2</sub> en condiciones normales, determinar la cantidad de SO<sub>3</sub> que se forma.
17. Un horno de cal utiliza como materia prima una piedra caliza, CaCO<sub>3</sub>, con un 15% de impureza silícica. Calcula los metros cúbicos de CO<sub>2</sub> que se desprenden por tonelada de piedra caliza. (sol 109.4 m<sup>3</sup>)
18. Se tratan 850 g de CaCO<sub>3</sub> 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<sub>2</sub> obtenido y su volumen medido en condiciones normales. (sol. 8,5 L; 374 g; 190.4 L)
19. Diez gramos de un mineral que tiene un 60 % de Zn, se hacen reaccionar con una disolución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> del 96 % de riqueza en peso y D = 1823 Kg/m<sup>3</sup>. Calcula: a) la masa de sulfato de zinc producido, b) el volumen de H<sub>2</sub> desprendido en la reacción medidos en c.n. (R: 15,085g, 2.04 L)
20. Una tinta secreta, utilizada por los alemanes durante la guerra, se basa en la reacción:

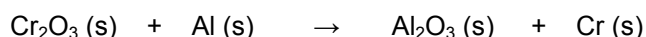


Un espía escribe un mensaje con una disolución incolora de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> y su receptor lo rocía con una disolución de Na<sub>2</sub>S, formándose un precipitado negro de PbS, que hace visible el mensaje. Si tenemos 75 ml de una disolución acuosa de 0.10 mol L<sup>-1</sup> de Na<sub>2</sub>S y añadimos nitrato de plomo (II) en exceso, calcula los gramos de PbS que pueden formarse y la masa de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> que reacciona. (sol: 1.8 g; 2.5 g)

21. El sulfato de talio (I), Tl<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, es un veneno que popularizó Agatha Christie en su novela *El caballo pálido*. Puedes detectar sales de talio (I) añadiendo yoduro de potasio y ver si se forma un precipitado amarillo de yoduro de talio (I):



- a. Calcula la concentración molar de Tl<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> en un vaso de agua de 210 mL, sabiendo que al añadir un exceso de KI se han formado 4,6 g de yoduro de talio (I). (sol: 0.033 mol L<sup>-1</sup>)
22. La aparente estabilidad del aluminio es engañosa. En realidad el Al es muy reactivo y se usa para obtener muchos otros metales. El método consiste en la reacción del aluminio pulverizado con el óxido del metal que se quiere obtener. El cromo por ejemplo, se obtiene así:

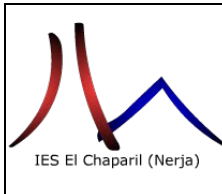


Si se mezclan 16,4 g de aluminio con 33,0 g de Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, halla:

- a. Los gramos de cromo que se pueden obtener
- b. El número de moles de reactivo en exceso que queda al término de la reacción. (sol: 22,6 g y 0,17 g)

23. La acidez del estomago se debe a un exceso de HCl por parte de nuestro organismo. Para contrarrestarla se puede utilizar bicarbonato de sodio,  $\text{HCO}_3^-$  que reacciona con el ácido dando cloruro de sodio, agua y dióxido de carbono que eliminamos.
- Escribe la reacción que tiene lugar, ¿de qué tipo de reacción se trata?
  - Calcula los gramos de bicarbonato que hay que tomar para neutralizar 10 mL de HCl 1,25 M
  - Calcula el volumen de dióxido de carbono que se formará si la presión es de 1 atm y la temperatura es de 37 °C.
24. En las centrales térmicas se quema combustible para obtener energía. Debido al origen del petróleo, el combustible suele contener compuestos de azufre que, cuando se queman, producen dióxido de azufre, un gas irritante que en la atmósfera suele causar lluvia ácida. Para evitarlo, en las chimeneas se coloca un filtro de hidróxido de magnesio que reacciona con el gas dando sulfito de magnesio, una sal no volátil, y agua.
- Escribe y ajusta la reacción.
  - Determina el volumen de dióxido de azufre que evitamos que se vierta a la atmósfera si cada hora se recogen 1,67 kg de sulfito de magnesio. El gas sale a 70 °C y a la presión atmosférica.
  - Calcula la masa de hidróxido de magnesio que hace falta para capturar el dióxido de azufre que se produce cada hora.
25. 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  $\text{SO}_2$ , medidos a 1 atm y 50 °C. ¿cuál ha sido el rendimiento de la reacción?
26. La gasolina es una mezcla de diferentes hidrocarburos entre los que se encuentra el octano. La gasolina se quema con el oxígeno del aire dando dióxido de carbono y agua. Escribe la ecuación química de combustión de octano.
- Calcula el volumen de aire, en condiciones normales, que se necesitan para quemar 1 litro de gasolina de densidad 0,8 g/mL.
  - Calcula el volumen de dióxido de carbono que se desprenderá, medido en condiciones normales.
  - Si en la combustión se desprende 4560 kJ ¿qué cantidad de energía se desprende en la combustión de 1 l de gasolina?
27. Para determinar la riqueza de magnesio de una aleación se toma una muestra de 2,836 g de la misma y se hace reaccionar con 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?
28. El aluminio reacciona con el ácido sulfúrico dando sulfato de aluminio e hidrógeno. Si se hacen reaccionar 5 g de aluminio con 40 mL de ácido 1,25 M ¿cuántos gramos de hidrógeno se obtienen como máximo?
29. En la combustión de 1 mol de glucosa se liberan 2540 kJ. La mayor parte de los hidratos de carbono que ingerimos se descomponen dando glucosa. Calcula:
- La cantidad de agua que se produce en nuestro cuerpo cada vez que metabolizamos 10 g de glucosa (aproximadamente la cantidad de azúcar presente en un azucarillo)
  - Calcula la cantidad de energía que se desprende con los 10 g de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ )
30. Sabemos que cuando un ácido reacciona con una base neutralizan sus efectos. ¿será suficiente añadir 18 g de hidróxido aluminio a 200 mL de una disolución de ácido sulfúrico 1,5 M para tener un medio neutro? Justifica si después de la reacción tenemos un medio ácido o básico?





IES El Chaparil (Nerja)

## IES EL CHAPARIL

Departamento de Física y Química

### EJERCICIOS DE 1º DE BACHILLERATO

#### Estructura Atómica

Hoja 4

1. Rellena los huecos de la tabla siguiente:

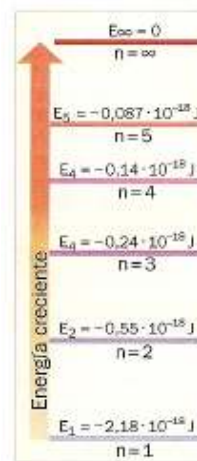
Elemento	Símbolo	Z	A	protones	neutrones	electrones
	${}^{40}_{19}\text{K}$					
Azufre			32	16		
Calcio			40			20
Zinc				30	35	
Magnesio		12			13	
Plomo		82	207			

2. La energía de las partículas subatómicas y cuantos de luz es muy pequeña y suele usarse para expresar su valor una unidad llamada electrón-voltio (eV) ( $1 \text{ eV} = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ ). Calcula la longitud de onda de un fotón cuya energía es 50 MeV.
3. La plata natural está constituida por una mezcla de isótopos de números másicos 107 y 109, que intervienen en una proporción del 56% y del 44%, respectivamente. Calcula la masa atómica de la plata natural.
4. El cloro natural está constituido por una mezcla de dos isótopos de índices de masa 35 y 37, respectivamente. Deduce la proporción en que ambos isótopos forman parte del cloro natural, sabiendo que la masa atómica de esta sustancia es 35,45 u.
5. El litio tiene dos isótopos de masas atómicas 6,015 y 7,016, respectivamente. La masa atómica del litio es 6,941 u. Calcula la abundancia de cada isótopo
6. Deduce a partir de la ecuación de Balmer la longitud de onda de la primera raya del espectro visible del hidrógeno.
7. Calcula la frecuencia y la longitud de onda del fotón emitido por el tránsito del electrón del átomo de hidrógeno del nivel 3 al nivel 2, sabiendo que entre ellos hay una diferencia de energía de 1,89 eV. Dato:  $1 \text{ eV} = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
8. ¿Cuál es la longitud de onda, la frecuencia y la energía de la radiación emitida al caer un electrón desde el nivel 5 al nivel 1? ¿A qué serie pertenece?
9. Calcula la energía del fotón correspondiente a una radiación de frecuencia de  $6 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$ . Determine la longitud de onda de esta radiación.
10. Los rayos X tienen una longitud de onda que oscila entre  $10^{-3} \text{ nm}$  y  $10 \text{ nm}$ . Calcula la energía correspondiente e intenta averiguar por qué se llama penetrantes a los primeros y blandos a los segundos.
11. La diferencia energética entre dos niveles de energía de un átomo es de  $0,30 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ . determina la longitud de onda de la radiación emitida cuando un electrón pasa del nivel superior de energía a l nivel inferior.
12. El laser de un equipo de música compacto utiliza luz cuya longitud de onda vale 780 nm. ¿Cuál es la frecuencia de esta radiación? ¿Qué energía posee un fotón de esta luz?

13. Calcula la frecuencia y la longitud de onda de la radiación electromagnética emitida cuando un electrón situado en el nivel  $n=2$  de energía  $-5.45 \cdot 10^{-19}$  J salta al nivel fundamental  $n=1$  de energía  $2,18 \cdot 10^{-18}$  J. ¿A qué región del espectro electromagnético corresponde esta radiación. Datos:  $c=3,0 \cdot 10^8$  ms<sup>-1</sup>;  $h=6,63 \cdot 10^{-34}$  Js

14. La figura adjunta muestra los niveles de energía permitidos para el átomo de hidrógeno.

- Observa dónde se encuentra el cero de energía y razona por qué son negativas las energías de los diferentes niveles permitidos.
- ¿Qué le ocurre a un átomo de hidrógeno en estado gaseoso cuando absorbe suficiente energía para hacer saltar su electrón hasta el nivel  $n = \infty$ ?
- Deduce cuál será la energía de ionización del átomo de hidrógeno en su estado fundamental, es decir, cuando el electrón se encuentra en el nivel  $n = 1$  ( $E_1 = -2,18 \cdot 10^{-18}$  J).
- Escribe la ecuación del proceso de ionización de un átomo de hidrógeno.
- Calcula la energía de ionización de un mol de átomos en kJ mol<sup>-1</sup>. Dato:  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  kJ mol<sup>-1</sup>.
- Solución: c)  $2,18 \cdot 10^{-18}$  J; e) 1312 kJ mol<sup>-1</sup>.



15. Una muestra de gas hidrógeno recibe una energía de 0.25 J si admitimos que todo ella se emplea en promocionar la mitad de los electrones desde el estado fundamental al excitado  $n = 2$  y la otra mitad desde  $n = 1$  a  $n = 3$ . Calcular cuantos moles de hidrógeno tiene la muestra.

16. Un fotón de frecuencia  $1,415 \cdot 10^{15}$  s<sup>-1</sup> posee exactamente la energía necesaria para romper una molécula de fluoruro de hidrógeno. ¿Cuál es la energía necesaria para disociar un mol de moléculas?

17. La energía necesaria para disociar un mol de Cl<sub>2</sub> es de 57 kcal. ¿Cuál es la mínima frecuencia que debe tener una radiación electromagnética capaz de disociar una molécula de Cloro?

18. ¿Cuántos orbitales hay en el nivel de energía  $n = 3$ ?

19. Cuantos subniveles posee el nivel de energía principal  $n=4$ ? Designa dichos niveles utilizando la nomenclatura habitual. Dibuja los orbitales del subnivel 4p

20. Indica cuál de las configuraciones electrónicas siguientes no son posibles e indica por qué

- $1s^2 2s^2 2p^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 4s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$

21. ¿En qué se diferencian dos electrones que ocupan un mismo orbital atómico?

22. 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 D<sup>2+</sup> ( $Z=38$ ).

23. 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 Mg<sup>2+</sup> ( $Z=12$ ); Ca ( $Z=20$ ), ion Br<sup>-</sup> ( $Z=35$ ), ion O<sup>2-</sup> ( $Z=8$ )

24. Describe el significado físico de los tres números cuánticos que definen un orbital y razone 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)

25. Asigna los números cuánticos a todos los electrones del subnivel 3p

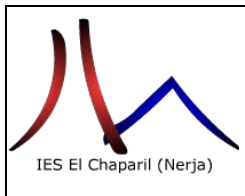
26. Dos electrones que tienen de número de espín  $s = +1/2$  y  $s = +1/2$ . ¿Pueden estar en el mismo nivel?, ¿pueden ocupar el mismo orbital?
27. ¿Cuál es la diferencia entre órbita y orbital?
28. Las configuraciones electrónicas se pueden abreviar escribiendo los símbolos de gas noble adecuado en lugar de los niveles internos llenos. La configuración del sodio sería, por ejemplo,  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Predice a qué grupo y periodo pertenecen los átomos cuyas configuraciones electrónicas abreviadas a parecen a continuación.
- $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
  - $[\text{Ar}] 4s^2$
  - $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4s^2 4p^4$
  - $[\text{Kr}] 5s^1$
29. ¿De qué manera restringe el valor de  $l$  a los valores de  $m$ ?
30. Realiza un resumen de los distintos modelos atómicos apoyándote en la siguiente tabla:

Modelo	Ideas introducidas	Hechos que explican	Hechos que no explican

31. Ordena los siguientes átomos en orden creciente de su radio atómico: N, Mg y Al
32. Dispón los siguientes elementos en orden creciente de sus energías de ionización: Br, F, Li, Be y Ce.
33. Compara y explica los tamaños relativos de  $\text{H}^+$ , H y  $\text{H}^-$ .
34. Los científicos han especulado que existen todavía elementos superpesados desconocidos que pueden ser moderadamente estables. De hecho, en 1976 se creía, de forma errónea, que el elemento 126 había sido descubierto en una mica.
- Escribe la configuración electrónica esperada e indica a qué periodo pertenecería.
  - Discute su pertenencia a un bloque representativo.
  - Razona cuantos elementos podría haber teóricamente en el periodo de dicho elemento.
35. Los radios del litio y sus iones positivos son Li (135 pm),  $\text{Li}^+$  (60 pm) y  $\text{Li}^{2+}$  (18 pm)
- Explica por qué los radios decrecen del Li al  $\text{Li}^{2+}$ .
  - Cómo sería el radio del  $\text{Be}^{2+}$  comparado con el del  $\text{Li}^+$ .
36. Los iones  $\text{Fe}^{2+}$  y  $\text{Fe}^{3+}$  se encuentran en una gran variedad de proteínas, tales como la hemoglobina, la mioglobina y los citocromos. Razona cuál de estos iones es más pequeño.
37. El niobio, Nb, se utiliza en implantes quirúrgicos, porque no reacciona con tejidos humanos. Teniendo en cuenta su posición en la tabla periódica:
- ¿Qué configuración se espera que tenga en su estado fundamental?
  - ¿Cuál son los números cuánticos de su electrón diferenciador?
  - Indica a qué bloque y periodo pertenece?
38. El ion  $\text{Tl}^+$  es un veneno insidioso, ya que se confunde con el ion esencial  $\text{K}^+$ , debido a que ambos tienen la misma carga iónica y un tamaño similar. Dado que el potasio pertenece al periodo 4º, mientras que el talio pertenece al 6º, responde:
- ¿cómo pueden tener estos iones tamaños similares?
  - ¿Esperas que el ion  $\text{Tl}^{3+}$  tenga un tamaño similar al  $\text{K}^+$ ?

39. El flúor, es más electronegativo de todos los elementos, es capaz de reaccionar con el xenón. Sin embargo, a pesar de su gran reactividad, el flúor no reacciona con el neón. ¿Cómo se explica la diferencia entre el Xe y el Ne?
40. El estroncio metálico reacciona con el agua formando hidrógeno, un gas inflamable. Sin embargo, el berilio, que pertenece al mismo grupo, no se ve afectado por el agua.
- a. Explica el diferente comportamiento entre el berilio y el estroncio.
- b. ¿Esperas que el bario reaccione con el agua? ¿y el cesio? ¿por qué?
41. Utilizando únicamente la tabla periódica, escribe los elementos siguientes por orden creciente de su primera energía de ionización:
- a. Ar, Se y S.
- b. K, Rb y Ga
- c. Na, O y Al
42. Ordena, según los valores crecientes de la electronegatividad, los siguientes elementos:
- a. Be, N y Ca
- b. K, S y Br
- c. B, Al y Ar
43. El ex-espía ruso Alexander Litvinenko fue envenenado con polonio-210, una de las sustancias más letales conocidas, debido a la intensa radiación  $\alpha$  que emite. Teniendo en cuenta la posición del polonio en la tabla periódica:
- a. Escribe su configuración electrónica fundamental.
- b. Compara el radio atómico con el del selenio.
- c. Razona si tendrá mayor o menor carácter metálico que el telurio.
- d. Compara su electronegatividad con el yodo.
44. Consultando la tabla periódica, nombra y escribe el símbolo del elemento que tiene las siguientes características:
- a. Su configuración electrónica es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ .
- b. Tiene la energía de ionización más baja del grupo 2.
- c. Su ion de carga 2+ tiene la configuración electrónica  $[\text{Ar}]3d^5$ .
- d. Es el halógeno con el radio atómico más pequeño.
- e. Es el más electronegativo del tercer periodo,
45. En la tabla se recogen las energías de ionización sucesivas (en  $\text{kJ mol}^{-1}$ ) del sodio, magnesio, aluminio y silicio, representadas por las letras A, B, C, y D. identifica cada letra con el elemento correspondiente.

	$\text{EI}_1$	$\text{EI}_2$	$\text{EI}_3$	$\text{EI}_4$
A	577	1816	2744	11600
B	786	1577	3228	4354
C	496	4456	6912	9543
D	738	1451	7733	10540



IES El Chaparil (Nerja)

IES EL CHAPARIL  
Departamento de Física y Química  
EJERCICIOS DE 1º DE BACHILLERATO  
El enlace químico

Hoja 5

1. Cuatro elementos tienen los siguientes símbolos de Lewis: A: ·, B: ·, C: ·, D: ·. Indica a qué grupo de la tabla periódica pertenece cada uno de dichos elementos. ¿Cuáles de ellos cabe esperar que formen iones y cuál será la carga del ión?
2. ¿Qué tipo de enlace cabe esperar que formen los elementos A y C de la cuestión anterior? ¿cuál será la fórmula empírica del compuesto que forman?
3. Predice, razonadamente, el tipo de enlace y la fórmula empírica del compuesto que forma cada uno de los pares de los elementos siguientes: Na-F, Cl-O, Ca-F, Al-O, Si-C, H-Cl, Fe-Cr.
4. Representa las estructuras de Lewis de las siguientes moléculas: H<sub>2</sub>, HBr, PH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, CO<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>O; BeCl<sub>2</sub>
5. Representa las estructuras de Lewis de las siguientes moléculas: HClO, HClO<sub>3</sub>, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>,
6. Explica la formación del enlace de las moléculas de HCl y NH<sub>3</sub> mediante el modelo de Lewis y mediante el modelo de los enlaces de valencia (nubes electrónicas). Ayúdate de diagramas y dibujos.
7. Representa las estructuras de Lewis de los siguientes iones: Br<sup>-</sup>, Ca<sup>2+</sup>, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, CN<sup>-</sup>
8. Un átomo X tiene 12 electrones, y otro Y, tiene 9 protones; Explica cuál de las siguientes afirmaciones es correcta.
  - a. La fórmula del compuesto formado por ambos es XY
  - b. El símbolo del ion de X es X<sup>2-</sup>
  - c. La valencia principal de Y es 1
  - d. El elemento X forma hidruros metálicos
9. Predice la geometría de las siguientes moléculas: AlCl<sub>3</sub>, SiH<sub>4</sub>, PH<sub>3</sub>, SCl<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
10. Predice la geometría de las siguientes moléculas: BeF<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>O, XeF<sub>2</sub>, BH<sub>3</sub>, PH<sub>3</sub>, ClF<sub>3</sub>, HO<sub>3</sub><sup>+</sup>
  - a. Dibuja el diagrama de Lewis de la molécula
  - b. Dibuja y nombra la geometría de los orbitales y de la molécula
  - c. Indica el ángulo ideal que forman los enlaces
11. La molécula de trifloruro de boro, tiene un momento dipolar nulo, sin embargo el flúor es más electronegativo que el boro. Razona cuál es la geometría de dicha molécula.
12. ¿Qué consecuencia se puede deducir del hecho de que el momento dipolar del dihidruro de berilio sea nulo y el del sulfuro de hidrógeno no lo sea?
13. Explica el tipo de fuerzas o enlaces intermoleculares que presentan los siguientes compuestos: HF, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, NaBr, CH<sub>3</sub>-O-CH<sub>3</sub>, PH<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>-COOH, HCl.
14. En los pares de moléculas siguientes, una molécula es polar y la otra apolar. Indica en cada caso cuál cuál y por qué: HI y I<sub>2</sub>, PF<sub>3</sub> y BF<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub> y CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, CF<sub>4</sub> y CH<sub>3</sub>F
15. Predice el tipo de fuerzas intermoleculares o de enlace molecular presente en cada una de sustancias siguientes: CH<sub>4</sub>, CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>OH, PCl<sub>3</sub>, CCl<sub>4</sub>, NH<sub>2</sub>OH
16. Un sólido funde a 98°, es blanco, deformable y conduce la corriente eléctrica ¿Qué tipo de sólido será? Justifica tu respuesta.

17. Para establecer el tipo de enlace que poseen tres compuestos que denominaremos A, B y C, se hicieron distintos experimentos. Los resultados se resumen en la tabla. Razona qué tipo de enlace presenta cada uno de ellos.

Sustancia	P. Fusión	Conductividad en estado sólido	Solubilidad en agua	Conductividad en disolución
A	770	No	Si	Si
B	-23	----	No	----
C	650	Si	No	-----

Si las sustancias anteriores son:  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{KCl}$  y  $\text{Mg}$  ócuál corresponde a cada una de la letras A, B y C

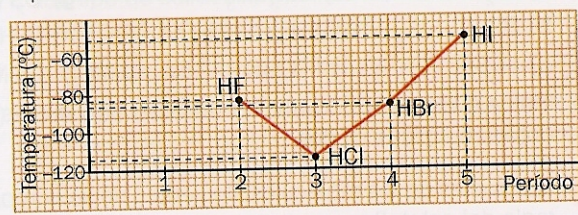
18. La tabla siguiente muestra la temperatura de ebullición de los gases nobles y el número atómico de cada uno de los átomos.
- Representa la temperatura de ebullición en función del nº atómico. ¿qué relación encuentras?
  - Explica por qué se produce un aumento de la temperatura de ebullición con el nº atómico.

	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
$T_{\text{ebullición}}, ^\circ\text{C}$	-269	-249	-186	-152	-107	-62
Z	2	10	18	36	54	86

19. La tabla siguiente muestra la temperatura de ebullición de una serie de hidrocarburos. Explica por qué la temperatura de ebullición aumenta con el tamaño de la molécula.

	$\text{CH}_4$	$\text{C}_2\text{H}_6$	$\text{C}_3\text{H}_8$	$\text{C}_4\text{H}_{10}$	$\text{C}_5\text{H}_{12}$
$T_{\text{ebullición}}, ^\circ\text{C}$	-161	-88.6	-42.1	-0.5	36.1

20. La gráfica siguiente representa los puntos de fusión de los haluros de hidrógeno en función del periodo de cada halógeno.
- Explica el aumento de la temperatura de fusión que se observa
  - Explica el comportamiento anómalo del HF que tiene una temperatura de fusión más alta de la que le corresponde por su posición.



21. Clasifica como sólido molecular, covalente, iónico o metálico cada una de las siguientes sustancias.
- Sólido A: funde a temperatura muy alta, es insoluble en agua y no conduce la electricidad.
  - Sólido B: funde por encima de  $800^\circ$ , se disuelve en agua y conduce la electricidad fundido y en disolución acuosa.
  - Sólido C: funde por debajo de  $200^\circ$ , se disuelve en agua, y no conduce la electricidad ni sólido ni líquido ni disuelto en agua.
  - Sólido D: funde por debajo de los  $200^\circ$ , se disuelve en agua, y no conduce la electricidad ni sólido ni líquido ni disuelto en agua.
  - Sólido E: bajo punto de fusión, insoluble en agua, y no conduce la electricidad ni sólido ni líquido.
  - Sólido F: funde a  $600^\circ$  y conduce la electricidad es los estados sólido y líquido.

22.

## FORMULACIÓN ORGÁNICA E INORGÁNICA. HOJA 1

Formule o nombre los compuestos siguientes:

1) Óxido de cobalto (II) 2) Dicromato de potasio 3) Propino 4) $\text{Sn}(\text{OH})_4$ 5) $\text{HBrO}_2$	6) Hidruro de berilio 7) Permanganato de sodio 8) Ácido propenoico 9) $\text{N}_2\text{O}_3$ 10) $\text{CH}_3\text{OH}$
11) Ácido perclórico 12) Dietilamina 13) $\text{CuBr}_2$ 14) $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 15) $\text{CH}_3\text{CHO}$	16) $\text{CH}_3\text{CONH}_2$ 17) $\text{Ca}(\text{BrO}_3)_2$ 18) Hidróxido de berilio 19) Etilmetil éter 20) $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
21) Hidróxido de magnesio 22) Yodato de potasio 23) $\text{NaClO}$ 24) $\text{H}_2\text{Se}$ 25) $\text{CH}_2\text{BrCHBrCH}_2\text{CH}_3$	26) Perclorato de cromo (III) 27) Nitrato de paladio (II) 28) 1,3-Propanodiol 29) $\text{FeCl}_2$ 30) $\text{Ag}_2\text{O}$
31) Sulfuro de cinc 32) 1,2-Dietilbenceno 33) $\text{UO}_2$ 34) $\text{Sn}(\text{NO}_3)_4$ 35) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	36) Hidróxido de hierro (III) 37) m-Clorofenol 38) $\text{Al}_2\text{S}_3$ 39) $\text{H}_2\text{O}_2$ 40) $(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

## FORMULACIÓN ORGÁNICA E INORGÁNICA. HOJA 2

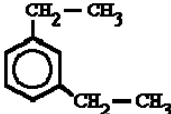
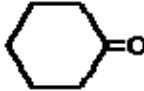
Formule o nombre los compuestos siguientes:

<p>1) Óxido de cinc                      2) Permanganato de potasio                      3) But-1-ino                      4) <math>Sb_2S_5</math>                      5) <math>HIO_2</math></p>	<p>6) Hidruro de Cadmio                      7) Dicromato de sodio                      8) Ácido 2-metil propanoico                      9) <math>Au_2O_3</math>                      10) <math>CH_2OHCH_2CH_2OH</math></p>
<p>11) Ácido sulfuroso                      12) Dimetilamina                      13) <math>SrBr_2</math>                      14) <math>K_2Cr_2O_7</math>                      15) <math>CH_3CH_2CHO</math></p>	<p>16) <math>CH_3CH_2CONH_2</math>                      17) <math>Sr(BrO_3)_2</math>                      18) Hidróxido de Niquel (II)                      19) Etil propil éter                      20) <math>CH_3COOCH_2CH_3</math></p>
<p>21) Ciclopenteno                      22) Clorato de potasio                      23) <math>PbSeO_4</math>                      24) <math>K_2O_2</math>                      25) <math>CH_2BrCH_2CH_2CH_2Br</math></p>	<p>26) Carbonato de cromo (III)                      27) Nitrato de paladio (II)                      28) Pentan-1-ol                      29) <math>Fel_2</math>                      30) <math>Li_2O</math></p>
<p>31) Sulfuro de cinc                      32) 1,3 dimetil ciclohexano                      33) <math>PtO_2</math>                      34) <math>Sn(NO_2)_4</math>                      35) <math>CH_3CHNH_2COOH</math></p>	<p>36) Hidróxido de Cobalto (III)                      37) p-dimetilbenceno                      38) <math>Ni_2S_3</math>                      39) <math>Na_2O_2</math>                      40) <math>CH_3CH=C=CHCH_3</math></p>



## FORMULACIÓN INORGÁNICA Y ORGÁNICA. HOJA 3

**Formule o nombre los compuestos siguientes:**

1) Cloruro de hierro(II)	21) cianuro de etilo
2) Metano	22) ácido butanoico
3) Ácido hipoyodoso	23) ácido 3-hidroxiopropanoico
4) Hidruro de berilio	24) 4-etil-2,2,4-trimetilhexano
5) Permanganato de potasio	25) 3-metil-1-butino
6) Trióxido de azufre	26) butanamida
7) Clorito de calcio	27) butil propil éter
8) Hexafluoruro de selenio	28) triclorometano
9) Ácido teluroso	29) 2,3-butanodiona
10) Amoníaco	30) o-dibromo benceno
11) $H_2SO_4$	31) $CH_2=CH-CHO$
12) $HClO_4$	32) $CH_3-CHOH-CH_2OH$
13) $SnO$	33) $CH_2=CH-CH_2-CH_2-COOH$
14) $PbO_2$	34) $CH_3-CH_2-CCl_2-CH_3$
15) $BrF_3$	35) $CH_3-NH-CH_2-CH_3$
16) $H_3AsO_3$	36) $CH \equiv C - COOH$
17) $NO_2$	37) 
18) $Ca(HCO_3)_2$	38) $CH_3-COO-CH_3$
19) $Si_3N_4$	39) 
20) $CO_2$	40) $CH_3-CH_2-O-CE_2-CH_3$