

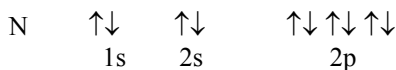
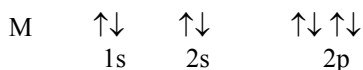
|   |  |  |  |
|---|--|--|--|
|  | <p style="text-align: center;"><b>COLEGIO VIRGEN DE ATOCHA</b><br/>P.P. DOMINICOS<br/>MADRID</p> |  | <p style="text-align: right;">AV. CIUDAD DE BARCELONA, 1<br/>28007 MADRID<br/>TELF. 91 552 48 04 FAX 91 552 96 43<br/><a href="http://www.cvatocha.com">http:// www.cvatocha.com</a></p> |
|---|--|--|--|

## Problemas de Química. 2º Bachillerato. 1ª evaluación

### RELACIÓN 1: ESTRUCTURA ATÓMICA. SISTEMA PERIÓDICO.

1. La energía de un fotón de luz roja es  $6'5 \cdot 10^{-7}$  m. Calcula su frecuencia y número de ondas. ¿Qué energía tendrían 3 moles de fotones de luz roja?
2. Un elemento emite una energía de 20 eV tras ser calentado. ¿Cuál es la frecuencia, la longitud de onda y la zona del espectro a la que corresponde dicha radiación? Datos:  $e = 1'602 \cdot 10^{-19}$  C;  $h = 6'62 \cdot 10^{-34}$  J·s.
3. Calcula el radio y la energía de la primera órbita del electrón siguiendo el modelo de Bohr. Datos:  $m_e = 9'11 \cdot 10^{-31}$  kg;  $K = 9 \cdot 10^9$  N·m<sup>2</sup>·C<sup>-2</sup>;  $e = 1'602 \cdot 10^{-19}$  C;  $h = 6'62 \cdot 10^{-34}$  J·s.
4. Calcula la energía de ionización del átomo de hidrógeno siguiendo la teoría de Bohr. Datos:  $R_H = 2'18 \cdot 10^{-18}$  J.
5. Calcula la variación de energía que experimenta el electrón del átomo de hidrógeno cuando pasa del primer al cuarto nivel. ¿Esta energía es desprendida o absorbida? Datos:  $R_H = 2'18 \cdot 10^{-18}$  J.
6. Indica el máximo número de líneas que se pueden observar en un espectro de emisión si los saltos internivélicos posibles fueran entre los niveles  $n=1$  y  $n=3$ .
7. Un electrón de un átomo de hidrógeno salta desde el estado excitado de un nivel de energía de número cuántico principal  $n=3$  a otro de  $n=1$ . Calcula:
  - a) La energía y la frecuencia de la radiación emitida, expresadas en kJ·mol<sup>-1</sup> y en Hz respectivamente.
  - b) Si la energía de la transición indicada incide sobre un átomo de rubidio y se arranca un electrón que sale con una velocidad de 1670 km·s<sup>-1</sup>. ¿Cuál será la energía de ionización del rubidio? Datos:  $R_H = 2'18 \cdot 10^{-18}$  J;  $N_A = 6'023 \cdot 10^{23}$  átomos·mol<sup>-1</sup>;  $h = 6'62 \cdot 10^{-34}$  J·s;  $m_e = 9'11 \cdot 10^{-31}$  kg.
8. La energía necesaria para arrancar un electrón de cierto metal es de  $8'2 \cdot 10^{-19}$  J. ¿Causaría fotoemisión de electrones una radiación de longitud de onda de 200 nm? En caso afirmativo, calcula la energía cinética con la que saldría ese electrón. Datos:  $c = 3 \cdot 10^8$  m·s<sup>-1</sup>;  $h = 6'62 \cdot 10^{-34}$  J·s.
9. Dadas las configuraciones electrónicas:  
 A:  $1s^2 3s^1$ ;    B:  $1s^2 2s^3$ ;    C:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ;    D:  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^0 2p_z^0$   
 Indica razonadamente:
  - a) La que no cumple el principio de exclusión de Pauli.
  - b) La que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.
  - c) La que, siendo permitida, contiene electrones desapareados.
10. Indica, justificando la respuesta, qué relación existe entre las especies químicas de cada una de las siguientes parejas:
  - a)  $^{108}\text{Rh}$  y  $^{108}\text{Ag}$ .
  - b)  $^{76}\text{Kr}$  y  $^{75}\text{Kr}$ .
  - c)  $^{54}\text{Co}^{2+}$  y  $^{54}\text{Co}^{3+}$ .
  - d)  $^{19}\text{F}^-$  y  $^{21}\text{Na}^+$ .

11. a) Razona si las siguientes configuraciones electrónicas de los átomos neutros M y N incumplen algunas de las reglas o principios que corresponde aplicar para establecer la configuración electrónica de los átomos en estado fundamental:



- b) ¿A qué grupo de la tabla periódica pertenece cada uno de los elementos anteriores?  
c) Razona cuál de ellos posee menor radio atómico.  
d) ¿Cuáles son los valores de los números cuánticos  $n$  y  $l$  que corresponden a un orbital  $2p$ ?

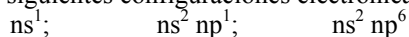
12. a) Los únicos elementos de los metales de transición que presentan carga  $+1$  en sus iones son Cu, Ag y Au. Explica este hecho.

b) Justifica el hecho de que la covalencia del flúor sea 1 y la del cloro pueda ser 1, 3, 5 y 7.

13. Los siguientes iones:  $O^{2-}$ ,  $F^-$ ,  $Na^+$ ,  $Mg^{2+}$ , tienen todos 10 electrones:

- a) Explica cuántos protones tiene cada uno.  
b) Explica cuál tiene el mayor y cuál tiene el menor radio iónico.  
c) Explica cuál de los átomos correspondientes (O, F, Na, Mg) tiene el mayor radio atómico.

14. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas externas:



- a) Identifica el grupo del sistema periódico al que corresponde cada una de ellas.  
b) Para el caso  $n = 4$ , escribe la configuración electrónica completa del elemento de cada uno de esos grupos y nómbralo.

15. a) Indica la configuración electrónica de los átomos de los elementos A, B y C cuyos números atómicos son 13, 17 y 20, respectivamente.

b) Escribe la configuración electrónica del ion más estable de cada uno de ellos.

c) Ordena estos iones por orden creciente de sus radios, explicando su ordenación.

16. Dados los elementos A ( $Z = 13$ ), B ( $Z = 9$ ) y C ( $Z = 19$ ).

- a) Escribe sus configuraciones electrónicas utilizando la notación  $s, p, d$ .  
b) ¿Cuál será la configuración electrónica del ion más estable de cada uno?  
c) Define el concepto de electronegatividad e indica cuál de los elementos anteriores se espera que tenga el valor más alto y cuál el más bajo.

17. Indica, razonadamente, los números cuánticos ( $n, l, m, s$ ) del último electrón que completa la configuración electrónica, en su estado fundamental, de los elementos del Sistema Periódico de número atómico 32, 33, 34 y 35.

18. Los siguientes enunciados son falsos; indica la razón de ello y escríbelos correctamente:

- a) Para los siguientes cationes, el orden de tamaño del radio iónico es:  $Al^{3+} > Na^+ > Mg^{2+}$ .  
b) El azufre, el oxígeno y el selenio poseen valencias 2, 4 y 6.

19. Contesta a los siguientes apartados:

- a) Enuncia el principio de exclusión de Pauli y analiza las consecuencias que se derivan del mismo.  
b) Enuncia el principio de indeterminación de Heisenberg.  
c) Define qué es un orbital atómico.

20. El potencial de ionización de los elementos de la Tabla Periódica:

- a) Disminuye en un grupo cuando se incrementa el número atómico.  
b) Aumenta en un grupo cuando se incrementa el número atómico.  
c) Es el mismo para todos los elementos de un grupo.  
d) Es el mismo para todos los elementos de un periodo.

21. Considera las siguientes configuraciones electrónicas en estado fundamental:

1<sup>a</sup>)  $1s^2 2s^2 2p^7$ ; 2<sup>a</sup>)  $1s^2 2s^3$ ; 3<sup>a</sup>)  $1s^2 1s^2 2p^5$ ; 4<sup>a</sup>)  $1s^2 1s^2 2p^6 3s^1$

- Razona cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli.
- Deduce el estado de oxidación más probable de los elementos cuya configuración sea correcta.

22. Dados los átomos e iones siguientes: ion cloruro, ion sodio y neón:

- Escribe su configuración electrónica.
- Justifica cuál de ellos tendrá un radio mayor.
- Razona a cuál de ellos será más fácil arrancarle un electrón.

23. Sean las configuraciones electrónicas de los átomos neutros:

A)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$       B)  $1s^2 1s^2 2p^6 6p^1$

Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Se necesita energía para pasar de A a B.
- A y B representan elementos distintos.
- Se requiere una menor energía para arrancar un electrón de B que de A.

24. Los números atómicos de tres elementos A, B, y C son 11, 17 y 20 respectivamente:

- Escribe sus configuraciones electrónicas, e indica de que elemento se trata: nombre, símbolo, familia y periodo.
- Cuáles serían los iones más estables que se obtendrían a partir de los mismos? Justifica la respuesta.
- Si comparamos A con B: ¿cuál es más electronegativo? ¿Cuál tiene menor energía de ionización? Justifica las respuestas.
- Explica qué tipo de enlace se podrá formar entre B y C, y cuál será la fórmula del compuesto resultante.

25. a) Define número atómico, número másico e isótopo.

b) Si  ${}^6_3\text{Li}$  y  ${}^7_3\text{Li}$  presentan masas atómicas de 6,0151 u y 7,0160 u, y porcentajes de abundancia del 7,42 % y 92,58 %, respectivamente. Calcula la masa atómica media del litio.

26. Describe la estructura electrónica en su estado fundamental de los elementos químicos cuyos números atómicos son 17 y 37. Ubícalos en el Sistema Periódico y razona si esos elementos presentarán carácter metálico o si tendrán, en general, carácter oxidante.

27. El catión monovalente de cierto elemento X y el anión divalente de otro elemento Y tienen la misma configuración electrónica:

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

- Razonando la contestación, sitúa los elementos X e Y en el grupo y periodo del Sistema Periódico que les corresponde e indica sus números atómicos.
- Explica cuál de los dos iones tiene mayor volumen.

28. Los elementos A, B, C y D tienen números atómicos 12, 14, 17 y 37, respectivamente.

- Escribe la configuración electrónica de  $A^{2+}$ , B,  $C^-$  y D.
- Indica, justificando la respuesta, si las siguientes proposiciones referidas a los elementos anteriores A, B, C y D son verdaderas o falsas:
  - El elemento que tiene el radio atómico más pequeño es el B.
  - El elemento D es el que tiene mayor energía de ionización.
  - El elemento C es el que tiene mayor afinidad electrónica.
  - Cuando se combinen C y D se forma un compuesto molecular.

29. Dado el elemento A ( $Z = 17$ ), justifica cuál o cuales de los siguientes elementos, B ( $Z = 19$ ), C ( $Z = 35$ ) y D ( $Z = 11$ ):

- Se encuentran en su mismo periodo.
- Se encuentran en su mismo grupo.
- Son más electronegativos.
- Tienen menor energía de ionización.

30. Indica razonadamente si son ciertas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones:

- Dos iones de carga +1 de los isótopos 23 y 24 del sodio ( $Z = 11$ ) tienen el mismo comportamiento químico.

- b) El ion de carga -2 del isótopo 16 del oxígeno ( $Z = 8$ ) presenta la misma reactividad que el ion de carga -1 del isótopo 18 del oxígeno.
- c) La masa atómica aproximada del cloro es 35,5 siendo este un valor promedio ponderado entre las masas de los isótopos 35 y 37, de porcentajes de abundancia 75% y 25%, respectivamente.
- d) Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen.

**31.** Las energías de ionización sucesivas para el berilio ( $Z=4$ ), dadas en eV, son:  $E_1 = 9,3$ ;  $E_2 = 18,2$ ;  $E_3 = 153,4$ ; etc.

- a) Defina la primera energía de ionización y representa el proceso mediante la ecuación química correspondiente.
- b) Justifica el valor tan alto de la tercera energía de ionización.

**32.** La energía de ionización del litio es 520 kJ/mol. ¿Con qué longitud de onda luminosa deberíamos bombardear un átomo de dicho elemento para que comenzara a emitir electrones con energía cinética  $2 \cdot 10^{-20}$  J?

Dato:  $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$  J·s.

**33.** Si la energía de ionización del potasio gaseoso es de 418 kJ/mol:

- a) Calcule la energía mínima que ha de tener un fotón para poder ionizar un átomo de potasio.
- b) Calcule la frecuencia asociada a esta radiación y, a la vista de la tabla, indique a que región del espectro electromagnético pertenece. (1 punto).
- c) ¿Podrá ionizarse este átomo con luz de otra región espectral? Razone la respuesta. En caso afirmativo, indique una zona del espectro que cumpla dicho requisito.

Datos:  $\lambda$  (m), los valores definen el comienzo de cada zona del espectro:

|              | $10^{-1}$         | $10^{-3}$         | $10^{-6}$      | $4 \cdot 10^{-7}$   | $3 \cdot 10^{-9}$ | $10^{-12}$   |
|--------------|-------------------|-------------------|----------------|---------------------|-------------------|--------------|
| <b>Radio</b> | <b>Microondas</b> | <b>Infrarrojo</b> | <b>Visible</b> | <b>Ultravioleta</b> | <b>Rayos X</b>    | <b>Rayos</b> |

$h = 6,63 \cdot 10^{-34}$  J·s;  $c = 3 \cdot 10^8$  m·s<sup>-1</sup>;  $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$  mol<sup>-1</sup>

**34.** De entre las siguientes afirmaciones señalar las que siendo originales de Bohr son recogidas en el modelo de átomo actual:

- a) Cuando el electrón pasa de un nivel de energía  $E_2$  a otro  $E_1$ , siendo  $E_2 > E_1$ , el átomo emite radiación.
- b) El espectro de los átomos es un espectro de rayas, es decir, discontinuo.
- c) El electrón gira en torno al núcleo en órbitas bien definidas.
- d) El electrón en el átomo no puede tener una energía cualquiera.

**35.** En el espectro del átomo de hidrógeno hay una línea a 484 nm. Calcule:

- a) Variación energética para la transición asociada a esa línea.
- b) Si el nivel inferior de dicha transición es  $n = 2$ , ¿cuál es el número cuántico del nivel superior?

Datos:  $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$  J·s;  $c = 3 \cdot 10^8$  m/s;  $R_H = 2,18 \cdot 10^{-18}$  J.

**36.** Enuncia los postulados de Bohr. La energía de la primera órbita del átomo de hidrógeno es de -13,6 eV. El hidrógeno se excita a temperatura alta pasando su electrón a otros niveles de energía. ¿Cuál será la energía de las dos órbitas siguientes? ¿Cómo varía la energía?

**37.** Calcula la frecuencia y la longitud de onda de la radiación emitida cuando un electrón en el átomo de hidrógeno salta desde la órbita  $n=3$  hasta la órbita  $n=1$  (transición correspondiente a la segunda línea de la serie de Lyman).

Datos:  $R_H = B = 2,180 \cdot 10^{-18}$  J;  $h = 6,625 \cdot 10^{-34}$  J·s;  $c = 3 \cdot 10^8$  m/s.

**38.** Contesta breve y razonadamente lo que se plantea en los apartados siguientes:

- a) ¿Qué son los modelos atómicos y que utilidad tienen?.
- b) Cita dos modelos atómicos que sirvan para indicar la situación energética del electrón.
- c) La distribución de todas las partículas que forman parte de los átomos está descrita por los modelos atómicos que ha citado en el apartado b).
- d) Explica si hay diferencia entre órbita y orbital.

39. Sabiendo que los números atómicos del argón y del potasio son 18 y 19, respectivamente, razone sobre la veracidad de las siguientes afirmaciones:

- a) El número de electrones de los iones  $K^+$  es igual al de los átomos neutros del gas argón.
- b) El número de protones de los iones  $^{39}K^+$  es igual al de los átomos  $^{40}Ar$ .
- c) Los iones  $K^+$  y los átomos de gas argón no son isótopos.
- d) El potasio y el argón tienen propiedades químicas distintas.

40. La configuración electrónica de un átomo de un elemento del sistema periódico, en su estado fundamental, es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$ .

- a) Indicar razonadamente los números cuánticos de su electrón diferenciador.
- b) Indicar razonadamente los números cuánticos del electrón más externo en la configuración electrónica anterior.
- c) Indicar razonadamente la situación de este elemento en el sistema periódico.
- d) Indicar razonadamente cuántos electrones desapareados tiene un átomo de este elemento, en su estado fundamental.

41. En la siguiente tabla se indica el número de partículas subatómicas de diferentes átomos. Indica y justifica:

- a) Cuáles de estas especies son átomos neutros.
- b) Cuáles son iones e indica de qué iones se trata.
- c) Cuáles son isótopos y en qué se diferencian.
- d) Cuáles son metales y cuáles no metales.

| ÁTOMO                | I | II | III | IV | V  |
|----------------------|---|----|-----|----|----|
| Número de electrones | 5 | 5  | 10  | 10 | 13 |
| Número de protones   | 5 | 5  | 7   | 12 | 13 |
| Número de neutrones  | 5 | 6  | 7   | 13 | 14 |

42. Explique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) Un ion  $Ca^{2+}$  tiene más protones que un átomo de Ca.
- b) Un ion  $Na^+$  pesa más que un átomo de Na.
- c) Un ion  $S^{2-}$  tiene configuración electrónica de gas noble.
- d) El ion  $Li^+$  es isoelectrónico con el ion  $Be^{2+}$ .

## RELACIÓN 2: ENLACE QUÍMICO

1. Dadas las especies químicas  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{HCl}$  y  $\text{CCl}_4$ :

- Indica el tipo de enlace que existirá en cada una.
- Justifica si los enlaces están polarizados.
- Razona si dichas moléculas serán polares o apolares.

2. Para las moléculas  $\text{BCl}_3$  y  $\text{NH}_3$ , indica:

- El número de pares de electrones sin compartir de cada átomo central.
- La hibridación del átomo central.

Justifica la geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de la Capa de Valencia.

3. Justifica por qué entre las moléculas de  $\text{CH}_3\text{OH}$  reproduce enlace de hidrógeno mientras que no existe este tipo de enlace entre las moléculas de  $\text{HCHO}$ .

4. a) Ordena, razonadamente, de mayor a menor punto de fusión, los compuestos:  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{SrCl}_2$  y  $\text{CaCl}_2$ .

b) De los cinco elementos que forman los compuestos anteriores, indica, razonadamente, el más electropositivo y el más electronegativo.

Datos: Números atómicos: Mg ( $Z = 12$ ); Cl ( $Z = 17$ ); Ca ( $Z = 20$ ); Sr ( $Z = 38$ ); Ba ( $Z = 56$ ).

5. Indica, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- El Ca y el O forman un enlace covalente polar.
- El cloruro de rubidio presenta mayor energía reticular que el óxido de magnesio.
- El cloro y el hidrógeno forman un enlace covalente apolar.
- El K y el F forman un enlace iónico.

6. Define los conceptos siguientes aportando algún ejemplo:

- Enlace iónico.
- Enlace covalente.

7. Escoge la única respuesta que consideres válida.

La molécula de nitrógeno es polar porque:

- Tiene tres hidrógenos y un solo nitrógeno.
- Tiene geometría piramidal.
- El hidrógeno tiene mucha afinidad por el agua.
- Todas las moléculas que tienen nitrógeno son polares.

8. Escoge la única respuesta que consideres válida.

La geometría de la molécula de monóxido de carbono es:

- Angular, porque el oxígeno tiene dos pares de electrones solitarios que deforman la molécula lineal.
- Angular, porque solamente son lineales las moléculas con átomos idénticos.
- Lineal, porque todos los átomos de la molécula pertenecen al mismo periodo de la Tabla Periódica.
- Lineal, porque la molécula tiene solo dos átomos.

9. Dadas las siguientes sustancias:  $\text{CS}_2$  (lineal),  $\text{HCN}$  (lineal),  $\text{NH}_3$  (piramidal) y  $\text{H}_2\text{O}$  (angular).

- Escribe sus estructuras de Lewis.
- Justifica su polaridad.

Números atómicos: C = 6, S = 16; N = 7, O = 8 y H = 1.

10. Explica utilizando orbitales híbridos y razonando las respuestas, el tipo de enlace y la geometría de las siguientes moléculas:

- Etino o acetileno
- Amoníaco.
- Dióxido de azufre.

11. Indica razonadamente la geometría del tricloruro de boro y del tricloruro de nitrógeno. Justifica las diferencias entre ambos compuestos.

12. Entre las siguientes sustancias:  $\text{HF}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{I}_2$  y  $\text{NaCl}$  identifica, razonándolo:

- Un gas formado por moléculas tetraédricas.
- Aquellos compuestos solubles en tetracloruro de carbono.

- c) Una sustancia que presenta interacciones por enlaces de hidrógeno.
- d) Una sustancia soluble en agua que, fundida, conduce la corriente eléctrica.

13. Supongamos que los sólidos cristalinos siguientes, en cada uno de los grupos, cristalizan en el mismo tipo de red:

- 1) NaF, KF, LiF
- 2) NaF, NaCl, NaBr

Indica razonando tus respuestas:

- a) El compuesto con mayor energía de red de cada uno de los grupos.
- b) El compuesto de menor punto de fusión de cada uno.

14. Dadas las siguientes moléculas:  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{CO}$ ,  $\text{NH}_3$  y  $\text{CH}_4$ .

- a) Escribe las estructuras de Lewis.
- b) Determina sus geometrías ( puedes emplear la Teoría de Repulsión de Pares Electrónicos o de Hibridación).
- c) Razona si alguna de las moléculas puede formar enlaces de hidrógeno.
- d) Justifica si las moléculas  $\text{BeCl}_2$  y  $\text{NH}_3$  son polares o no.

15. Las temperaturas de fusión de: a) aluminio, b) diamante, c) agua, d) nitrógeno son:  $-196\text{ }^\circ\text{C}$ ;  $0\text{ }^\circ\text{C}$ ;  $650\text{ }^\circ\text{C}$  y  $3550\text{ }^\circ\text{C}$  aunque no en ese orden. Asigna razonadamente a cada sustancia una temperatura de fusión, justificándola con el tipo de enlace y/o fuerza intermolecular que está presente en cada una de ellas.

16. Dadas las especies químicas  $\text{H}_2\text{CO}$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{SF}_2$ ,  $\text{SiH}_4$ , responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) Representa su estructura de Lewis.
- b) Predice su geometría molecular.
- c) Explica si cada una de estas moléculas tiene o no momento dipolar.

17. Dadas las moléculas  $\text{HCl}$ ,  $\text{KF}$  y  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ :

- a) Razona el tipo de enlace presente en cada una de ellas utilizando los datos de electronegatividad.
  - b) Escribe la estructura de Lewis y justifica la geometría de las moléculas que tienen enlaces covalentes.
- Datos: Valores de electronegatividad:  $\text{K} = 0,8$ ;  $\text{H} = 2,1$ ;  $\text{C} = 2,5$ ;  $\text{Cl} = 3,0$ ;  $\text{F} = 4,0$ .

18. Considerando las sustancias  $\text{Br}_2$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{HF}$  y  $\text{NaBr}$ , justifica en función de sus enlaces:

- a) Si son o no solubles en agua.
- b) Si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente.

19. En los siguientes compuestos:  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{SiF}_4$  y  $\text{BeCl}_2$ .

- a) Justifique la geometría de estas moléculas mediante la teoría de la repulsión de pares de electrones de la capa de valencia.
- b) ¿Qué orbitales híbridos presenta el átomo central?

20. Defina el concepto de energía de red y ordene los compuestos iónicos  $\text{NaF}$ ,  $\text{KBr}$  y  $\text{MgO}$  según los siguientes criterios:

- a) Energía de red creciente.
- b) Punto de fusión creciente.

Justifique su respuesta.

21. Una sustancia desconocida tiene un punto de fusión bajo, es muy soluble en benceno, ligeramente soluble en agua y no conduce la electricidad. Explique razonadamente a cuál de los siguientes grupos pertenecería probablemente:

- a) Un sólido covalente o atómico.
- b) Un metal.
- c) Un sólido iónico.
- d) Un sólido molecular.

22. Responder a las siguientes cuestiones:

A) Las moléculas  $\text{NO}$  y  $\text{BF}_3$  son ejemplos de excepción en el cumplimiento de la regla del octeto. Se pide:

- 1) Explicar en qué consiste la mencionada regla.

2) Escribir las estructuras de Lewis para esas moléculas y justificar por qué no cumplen la mencionada regla.

B) Predecir la forma geométrica y la posible polaridad de la molécula de formaldehído ( $\text{H}_2\text{CO}$ ).

Números atómicos: H = 1; B = 5; C = 6; N = 7; O = 8; F = 9.

**23.** Considerar la molécula  $\text{BF}_3$ . Explicar razonadamente:

- Cómo se forma la hibridación que presenta el átomo de boro.
- La polaridad de los enlaces B-F.
- La geometría de la molécula.
- La polaridad de la molécula.

**24.** Razona el tipo de enlace químico que predomina en cada una de las siguientes sustancias:

- Yoduro de cesio.
- Níquel.
- Cloruro cálcico.
- Trióxido de dicloro.

**25.** a) Escribir las estructuras de Lewis correspondientes a las especies químicas: monoclorometano, dióxido de carbono y amoníaco.

b) Indicar, razonadamente, si alguna de ellas presenta polaridad.

**26.** Predice si serán polares o no las siguientes moléculas:  $\text{ICl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{BeCl}_2$ . Justifica la respuesta.

**27.** El compuesto  $\text{AX}_3$  no tiene momento bipolar, mientras que el  $\text{EX}_3$  sí lo tiene, siendo en ambos casos X un halógeno. A partir de estos datos indica justificándolo si cada una de las siguientes proposiciones es correcta o no:

- El compuesto  $\text{AX}_3$  debe tener un doble enlace.
- La molécula  $\text{AX}_3$  debe tener forma plana con ángulos de  $120^\circ$ .
- El átomo E del compuesto  $\text{EX}_3$  tiene electrones de valencia sin compartir.
- El átomo E es más electronegativo que el átomo A.

**28.** El elemento A ( $Z = 11$ ) se combina con el elemento B ( $Z = 17$ ). Responder a las siguientes cuestiones:

- Indicar las configuraciones electrónicas de dichos elementos.
- Indicar a qué grupo y período pertenecen.
- ¿Cuál de ellos tendrá mayor afinidad electrónica? Razonar la respuesta.
- Razonar qué tipo de enlace se podrá formar entre A y B, y cuál será la fórmula del compuesto resultante.

**29.** a) Ordena las siguientes moléculas por orden creciente de su momento bipolar:  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{H}_2\text{S}$ .

b) Explica la hibridación del átomo B en la molécula de  $\text{BCl}_3$ .

Datos: Números atómicos: B = 5; Cl = 17.

**30.** De las siguientes moléculas:  $\text{NO}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{Cl}_4\text{C}$  y  $\text{SO}_2$ , indique:

- En qué moléculas todos los enlaces son sencillos.
- En qué moléculas existe algún enlace doble.
- En qué moléculas existe un número impar de electrones.

Razone la respuesta utilizando estructuras de Lewis.



### RELACIÓN 3: ESTEQUIOMETRÍA (LA CANTIDAD EN QUÍMICA).

1. Calcula el número de átomos contenidos en:

- 10 g de agua.
  - 0,2 mol de C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> (butano).
  - 10 L de oxígeno en condiciones normales.
- Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; O = 16.

2. Un compuesto orgánico contiene solamente carbono, hidrógeno y oxígeno. Cuando se queman 8 g del compuesto se obtienen 15,6 g de CO<sub>2</sub> y 8 g de H<sub>2</sub>O en el análisis de los productos de la combustión. Su masa molecular es 90. Calcula: a) su fórmula empírica y b) su fórmula molecular.  
Datos: Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.

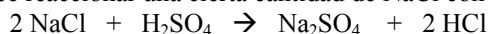
3. El amoníaco, gas, se puede obtener calentando juntos cloruro de amonio e hidróxido de calcio sólidos. En la reacción se forman también cloruro de calcio y agua. Si se calienta una mezcla formada por 26,75 g de cloruro de amonio y 14,8 g de hidróxido de calcio, calcula:

- Cuántos litros de amoníaco, medidos a 0 °C y 1,0 atmósfera, se formarán.
  - Qué reactivo queda en exceso y en qué cantidad.
- Datos: Masas atómicas relativas: N = 14; H = 1,0; O = 16; Cl = 35,5; Ca = 40.

4. La etiqueta de una botella de ácido nítrico señala como datos del mismo: densidad 1,40 kg/L y riqueza 65 % en peso, además de señalar sus características de peligrosidad.

- Qué volumen de la misma se necesitará para preparar 250 cm<sup>3</sup> de una disolución 0,5 M.
- Explica el procedimiento seguido en el laboratorio y dibuja y nombra el material necesario para su preparación.

5. Se hace reaccionar una cierta cantidad de NaCl con H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, según la ecuación:



El resultado se valora con una disolución de NaOH 0,5 M, consumiéndose 20 mL de esta. Cuántos gramos de NaCl reaccionarán.

Datos: masas atómicas relativas: S = 32; Cl = 35,5; O = 16,0; Na = 23,0.

6. Una muestra de 1,268 gramos de cinc del 95 % de pureza se trató con un exceso de una disolución 0,65 M de ácido sulfúrico a 60 °C. Qué volumen se desprendió de hidrógeno en condiciones normales.

Datos: A<sub>r</sub> (Zn) = 65,39.

7. ¿Cuántos mL de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> concentrado de densidad 1,84 g/mL y 96 % en peso de ácido son necesarios para preparar un litro de disolución molar?

Datos: A<sub>r</sub> (H) = 1; A<sub>r</sub> (S) = 32; A<sub>r</sub> (O) = 16.

8. En la determinación de la concentración de una disolución de hidróxido de calcio se utilizó una disolución de ácido clorhídrico de densidad 1,032 g/mL que contenía un 8 % en peso. Se necesitan 17,6 mL de la disolución de ácido clorhídrico para neutralizar 25 mL de la disolución de hidróxido de calcio. Calcula:

- El número de equivalentes de ácido clorhídrico empleados.
- La molaridad de la disolución de hidróxido de calcio.
- La masa de hidróxido de calcio presente en la disolución expresada en gramos.

Datos: Masas atómicas relativas: Cl = 35,5; H = 1; Ca = 40; O = 16.

9. La combustión de 2 g de un hidrocarburo saturado de cadena abierta conduce a 9,11 g de productos.

- Calcula la fórmula del compuesto.
- Supón que todo el dióxido de carbono formado se recoge en agua formándose ácido carbónico. Calcula el volumen de disolución 0,5 M de NaOH que hay que añadir para provocar la neutralización completa hasta carbonato.

10. Un espeleólogo se introduce en una cueva con una lámpara de carburo para iluminarse. En la lámpara coloca 300 g de carburo, cuyo contenido en carburo de calcio es del 65 % en peso, y medio litro de agua. En el interior de la lámpara se verifica la reacción (sin ajustar):



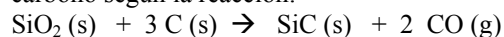
Desprendiéndose acetileno, que es el gas que quema para dar luz. Calcula el volumen de acetileno que producirá dicha lámpara en las condiciones ambientales de la cueva (11 °C y 750 mmHg) y el tiempo que podrá mantenerse encendida si consume 1,4 L/min de acetileno en la producción de luz.

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1,0; C = 12,0; Ca = 40,1.

**11.** Disponemos de un recipiente de 5 L que contiene oxígeno a 5 atm de presión y de otro recipiente de 20 L que contiene nitrógeno a 3 atm, ambos a 20 °C. A continuación, conectamos los dos recipientes. Explica qué ocurrirá: ¿El nitrógeno pasa al recipiente del oxígeno? ¿El oxígeno pasa al del nitrógeno? Calcula la presión del conjunto una vez conectamos a 20 °C, así como las presiones parciales de ambos gases.

Datos: nitrógeno = 14,0 ; oxígeno = 16,0.

**12.** El carburo de silicio, SiC, o carborundo, es un abrasivo de gran aplicación industrial. Se obtiene a partir de SiO<sub>2</sub> y carbono según la reacción:



Calcula:

- La cantidad de SiC (en toneladas) que se obtendría a partir de una tonelada de SiO<sub>2</sub> del 93 % de pureza.
- La cantidad de carbono (en kilogramos) necesaria para completar la reacción anterior.
- El volumen de CO (m<sup>3</sup>) medido a 20 °C 705 mm Hg producido como consecuencia de la reacción anterior.

Datos: C = 12; O = 16; Si = 28.

**13.** Incompuesto orgánico presenta la siguiente composición centesimal: C = 58,5 %; H = 4,1 %; N = 11,4 % y O = 26 %.

Por otra parte se sabe que 1,5 gramos de ese compuesto en fase gaseosa a la presión de 1 atmósfera y a 500 K de temperatura, ocupan un volumen de 500 mL.

Determina:

- Su fórmula empírica.
- Su fórmula molecular.

Datos: Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16.

**14.** El análisis de una piedra caliza refleja que está compuesta de un 94,52 % de carbonato de calcio, un 4,16 % de carbonato de magnesio y 1,32 % de materiales no deseados. La descomposición térmica de la piedra genera óxido de calcio, óxido de magnesio y dióxido de carbono con un rendimiento del 56%.

- ¿Cuántas toneladas de óxido de calcio podrán obtenerse con 4 toneladas de piedra caliza?
- ¿Qué volumen de dióxido de carbono se recoge sobre agua por cada 100 g de piedra caliza medidos a 760 mm Hg y 20 °C?

Datos: P<sub>v</sub> del agua a 20 °C = 17,54 mm Hg; Masas atómicas: Ca = 40,1; C = 12; O = 16; Mg = 24,3.

**15.** Se tiene una disolución acuosa de sosa cáustica (NaOH) 0'6 N. Determina el volumen necesario de una disolución de sosa cáustica de densidad 1'2 g/mL y riqueza 24% que se deberá agregar a 1 L de la primera disolución para que resulte finalmente una disolución 0,75 M. Considera que los volúmenes de mezcla son aditivos.

Calcula el volumen de una disolución 0'25 M de ácido sulfúrico necesario para neutralizar totalmente 250 mL de la disolución 0,75 M. Escribe la reacción y ajústala.

Masa molecular del NaOH = 40.

**16.** Se calienta una muestra de 635 g de sulfato de cobre (II) pentahidratado hasta su descomposición completa en agua, trióxido de azufre y óxido de cobre (II). Escribe la reacción. Calcula:

- El volumen de vapor de agua desprendido, medido a 200 °C y 550 mmHg.
- Molaridad de la disolución de ácido sulfúrico que se obtendrá al recoger la totalidad del trióxido de azufre en agua, escribe esta reacción, completando hasta un litro de disolución.

(Masas atómicas: Cu = 63,5; S = 32; O = 16; H = 1).

**17.** En un recipiente cerrado y vacío de 5 litros se introducen 1,68 gramos de ciclohexano, y una cantidad de oxígeno un 40 % superior a la necesaria para su combustión completa. Se produce la combustión a 130° C.

- Calcula la presión parcial de cada componente en la mezcla gaseosa final y la presión total de la misma.

b) El dióxido de carbono obtenido en la combustión se hace reaccionar con exceso de hidróxido de bario para producir carbonato de bario y agua. Calcula la cantidad de carbonato de bario obtenido.  
Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; Ba = 137.

**18.** Se desea preparar una disolución en la que la concentración del ion nitrato sea 0,25 M. Se parte inicialmente de 0,5 litros de una disolución 0,2 M de nitrato potásico. ¿Qué volumen de disolución de nitrato de calcio 0,3 M habría que añadir?

**19.** 75 g de cinc metálico, del 87,2 % de pureza, reaccionan totalmente con ácido clorhídrico. En la reacción se desprende hidrógeno que se recoge sobre agua.

a) Calcule el número de litros de hidrógeno obtenido, medidos a 750 mm de Hg y 27 °C.

b) Calcule el mínimo volumen de una disolución de ácido clorhídrico 3,2 M necesario para reaccionar con el cinc.

Datos: Ar (Zn) = 65,4. Presión de vapor de agua a 27 °C = 26,7 mm Hg.

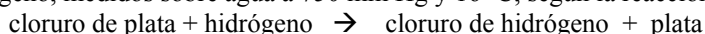
**20.** Se tiene una muestra de 0,156 gramos de una aleación de cinc y aluminio. Se trata con ácido sulfúrico y se producen 114 mL de hidrógeno gas, medidos a 27 °C y 725 mm Hg. Calcular la composición de la aleación y la masa de ácido sulfúrico necesaria para reaccionar con el aluminio contenido en la muestra.

**21.** El ácido fluorhídrico concentrado, tiene habitualmente una concentración del 49 % en masa y su densidad es 1,17 g/mL.

a) ¿Cuál es la molaridad de la disolución?

b) ¿Cuál es la molaridad de la disolución que resulta de mezclar 500 mL de este ácido con un litro de ácido fluorhídrico 2 M?

**22.** Se ponen a reaccionar en un recipiente cerrado 100,45 g de cloruro de plata al rojo con 4,89 litros de hidrógeno, medidos sobre agua a 750 mm Hg y 16 °C, según la reacción (sin ajustar):



Calcular el peso que hay de cada sustancia cuando termine la reacción.

Presión de vapor del agua a 16 °C = 13,6 mm Hg.

**23.** En un recipiente de hierro de 5 L se introduce aire (cuyo porcentaje en volumen es 21 % de oxígeno y 79 % de nitrógeno) hasta conseguir una presión interior de 0,1 atm a la temperatura de 239 °C. Si se considera que todo el oxígeno reacciona y que la única reacción posible es la oxidación del hierro a óxido de hierro (II), calcule:

a) Los gramos de óxido de hierro (II) que se formarán.

b) La presión final en el recipiente.

c) La temperatura a la que hay que calentar el recipiente para que se alcance una presión final de 0,1 atm.

Datos: Masas atómicas: O = 16; Fe = 55,8.

Nota: Considere para los cálculos que el volumen del recipiente se mantiene constante y que el volumen ocupado por los compuestos formados es despreciable.

**24.** Una mezcla de yoduros de litio y de potasio tiene una masa 2,5 g. Al tratarla con nitrato de plata 1,0 M se obtuvieron 3,8 g de yoduro de plata.

a) Determine la composición porcentual de la muestra.

b) Calcule el mínimo volumen necesario de la disolución de nitrato de plata.

Datos: Masas atómicas relativas: Li = 7; K = 39; I = 127; Ag = 108.

**25.** Por combustión de propano con suficiente cantidad de oxígeno se obtienen 300 litros de CO<sub>2</sub> medidos a 0,96 atm y 285 K. Calcular:

a) Número de moles de todas las sustancias que intervienen en la reacción.

b) Volumen de aire necesario, en condiciones normales, suponiendo que la composición volumétrica del aire es 20 % de oxígeno y 80 % de nitrógeno.

**26.** Indicar, razonadamente, si son ciertas o falsas las proposiciones siguientes:

a) Para preparar 100 mL de una disolución acuosa de ácido clorhídrico 0,1 M se deben utilizar 0,858 mL cuando se parte de una disolución acuosa de ácido clorhídrico comercial del 36 % en peso y densidad de 1,18 g · mL<sup>-1</sup>.

b) Una disolución acuosa de ácido clorhídrico 1,2 M posee mayor número de gramos de soluto por litro de disolución que una disolución acuosa de ácido nítrico 0,8 M.

27. Disponemos de propanol líquido puro ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ ) y de una disolución 1 M de yoduro de potasio (KI). Queremos preparar  $500 \text{ cm}^3$  de una disolución acuosa que contenga  $0,04 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  de yoduro de potasio y  $0,4 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  de propanol

a) Calcule los volúmenes de cada una de las disoluciones de partida que hay que utilizar para hacer esta preparación.

b) Describa con detalle el procedimiento de laboratorio que debe seguirse para hacer la preparación e indique el nombre del material que debe emplearse.

Datos: masas atómicas relativas:  $\text{H}=1$  ;  $\text{C}=12$  ;  $\text{O}=16$ . Densidad del propanol =  $0,80 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$

28. El benceno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) es líquido a la temperatura ordinaria y tiene una densidad de  $878 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ .

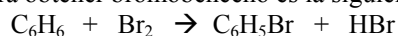
a) Escriba la reacción de combustión del benceno.

b) Si quemamos  $50 \text{ cm}^3$  de benceno, calcule el volumen de aire necesario para la combustión, medido a  $20^\circ\text{C}$  y 1 atm.

c) Encuentre también el número de moléculas de  $\text{CO}_2$  obtenidas en la combustión.

Datos: masas atómicas relativas:  $\text{H} = 1$ ;  $\text{C} = 12$ ;  $\text{O} = 16$ .  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Contenido de oxígeno en el aire 20 % en volumen.

29. Una reacción para obtener bromobenceno es la siguiente:



Cuando se hacen reaccionar 29 mL de benceno líquido,  $\text{C}_6\text{H}_6$ , con un exceso de  $\text{Br}_2$ , se obtienen 25 g de bromobenceno. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

Datos: densidad del benceno =  $0,88 \text{ g/mL}$ ; Masas atómicas:  $\text{C} = 12$ ;  $\text{H} = 1$ ;  $\text{Br} = 79,9$ .

30. El carbonato de calcio (trioxocarbonato (IV) de calcio) reacciona con el ácido clorhídrico produciéndose cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. Calcule qué cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato de calcio es del 83,5 % en peso, se necesita para obtener, por reacción con exceso de ácido clorhídrico, 10 litros de dióxido de carbono medidos a  $18^\circ\text{C}$  y 752 mmHg.

31. Disponemos de 20 mL de una disolución 0,1 M de ácido clorhídrico, que se neutralizan exactamente con 10 mL de hidróxido de sodio de concentración desconocida. Determine la concentración de la base describiendo con detalle el material, el indicador y las operaciones a realizar en el laboratorio.

32. Se mezcla un litro de ácido nítrico de densidad  $1,380 \text{ g/cc}$  y 62,7 de riqueza en peso con medio litro de ácido nítrico de densidad  $1,130 \text{ g/cc}$  22,38 % de riqueza en peso. Calcule la molaridad de la disolución resultante, admitiendo que los volúmenes son aditivos. Datos: masas atómicas relativas:  $\text{N} = 14$ ;  $\text{O} = 16$ ;  $\text{H} = 1$ .

33. Determinar la concentración en moles /litro de una disolución de hidróxido de sodio sabiendo que la neutralización de 20 mL de dicha sustancia requieren la adición de 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico del 95 % y densidad  $1,83 \text{ g/mL}$ .

Datos: masa molecular relativa del ácido sulfúrico =  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

34. Una mezcla de propano y butano de  $100 \text{ cm}^3$  se quema en presencia de suficiente cantidad de oxígeno, obteniéndose  $380 \text{ cm}^3$  de dióxido de carbono. Calcula:

a) El tanto por ciento en volumen de propano y butano en la mezcla inicial.

b) El volumen de oxígeno necesario para efectuar la combustión.

Nota: Considera que todos los gases están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.