

Departamento de Física y Química

IES Blas Infante (Córdoba) Curso 2019- 2020

ACTIVIDADES SEPTIEMBRE

FÍSICA Y QUÍMICA 4º DE ESO

Nombre y curso:

Tema 1: El átomo y el Sistema Periódico.

1. Razona si son verdaderas (V) o falsas (F) las siguientes afirmaciones:

- a) El experimento realizado por Rutherford consistió en hacer chocar rayos catódicos contra una lámina de oro.
- b) Según el modelo de Rutherford, los electrones se ubican en el núcleo, carecen de carga eléctrica y determinan la masa atómica.
- c) En el modelo atómico de Thomson no se contempla que el átomo tenga ninguna parte con carga negativa.

2. De las siguientes hipótesis, identifica aquellas que estén reflejadas en el modelo de Bohr:

- a) Los electrones giran en torno al núcleo del átomo describiendo órbitas circulares, las cuales están todas permitidas, cualquiera que sea su energía.
- b) Las únicas órbitas permitidas son aquellas que tienen una energía determinada.
- c) Los electrones no pueden pasar, de ninguna manera, de una órbita a otra.

3. Identifica, de las siguientes combinaciones, aquellas que consideres imposibles. Justifica tu respuesta.

- a) $1s^2 2s^2 2p^2$ c) $1s^2 2s^2 2d^2 3s^1$
- b) $1s^2 2s^3$ d) $1s^2 2s^2 2s^6 3s^6 3p^6 4s^2$

4. Indica la configuración electrónica de un elemento que tiene número atómico 34. ¿Qué elemento es?

5. Completa la tabla:

Elemento	Símbolo	Configuración electrónica	Número atómico
Magnesio			
		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	
	K		
			$Z = 25$

6. Ordena estos elementos por afinidad electrónica creciente: Ca, Se, Ga, Br y Cu.

7. Escribe la configuración electrónica de estos elementos representativos e indica su posición en la tabla periódica:

- a) Potasio (Z = 19): Período: Grupo:
- b) Neón (Z = 10): Período: Grupo:
- c) Aluminio (Z = 13): Período: Grupo:
- d) Azufre (Z = 16): Período: Grupo:

8. Indica el nombre y el símbolo de los elementos cuyos electrones de valencia son:

- a) 3 s² 3 p²:
- b) 2 s²:
- c) 4 s² 4 p⁵:

9. El boro tiene dos isótopos estables, B-10 y B-11. Utilizando la definición de masa teórica del átomo, y sabiendo que las abundancias relativas de estos isótopos son 19,78 % y 80,22 %, respectivamente, calcula la masa atómica promedio del boro.

10. Dados los elementos: K, Ga, y F: a) Sitúalos en el Sistema periódico b) Calcula su número atómico

11. Escribe el nombre, el símbolo y el número atómico de los elementos cuya estructura electrónica externa es:

- a) 3 s²
- b) 4s² 3d¹⁰ 4p⁶
- c) 5s² 4d¹⁰ 5p²

¿Existe algún metal entre estos elementos?

12. Completa la siguiente tabla:

Especie química	Z	A	-	nº p	neutrones	Configuración electrónica
Na ⁺	11	23				
S ²⁻		32			16	
Br ⁻		80	36			
Cu		64		29		
Pt	78				117	
Sn		119	50			
Ne		20				1s ² 2s ² 2p ⁶

Tema 2: Enlace Químico y Fuerzas intermoleculares

1. Establece el tipo de enlace entre átomos que aparecerá en los siguientes compuestos:

- a) Flúor y potasio.
- b) Aluminio.
- c) oxígeno y Carbono
- d) Bromo.
- e) Hidrógeno y Cloro

Escribe la fórmula de cada uno de ellos y explica su significado

2. Completa la siguiente tabla:

Sustancia	Fórmula	Tipo de enlace	Solubilidad en agua	Estado físico	Conductividad (sólido)	Conductividad (disolución)
Oxígeno						
Cloruro de potasio						
Cobre						
Dióxido de azufre						

3. Pon dos ejemplos de sustancias que tengan las siguientes propiedades:

- a) Conductoras de la corriente eléctrica en estado sólido
- b) Duras pero frágiles
- c) Solubles en disolventes no polares
- d) Sustancias gaseosa soluble en agua e) Sustancias que tenga iones
- f) sustancias formadas por moléculas

4. Clasifica las siguientes sustancias, según el tipo de enlace que presentan

CaS; Cl₂; CH₄; Cu; Cuarzo SiO₂

5. Basándote en sus configuraciones electrónicas, representa los diagramas de Lewis de los siguientes elementos: Be,

Ca, Mg

6. Escribe las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos e indica qué iones será más probable que formen: K, Sc, B y I.

7. ¿Qué compuesto covalente se forma entre los átomos de O y de F? ¿Cuál será su fórmula química?

8. Representa el diagrama de Lewis e indica el orden de enlace del CH₄, y del SO.

9. Razona qué tipo de compuesto químico son las sustancias de la A a la D si:

- a) A es un gas.
- b) B solo conduce la electricidad en determinados estados de agregación.
- c) C se usa como abrasivo porque es una sustancia muy dura.
- d) D es una lámina que conduce muy bien el calor.

10. Rellena la siguiente tabla indicando qué tipo de enlace se forma al combinar dos a dos los siguientes elementos: calcio, oxígeno, hidrógeno y litio, con hidrógeno y oxígeno.

	Calcio	Oxígeno	Hidrógeno	Litio
Hidrógeno				
Oxígeno				

Tema 4: Reacciones Químicas

1. ¿Qué volumen ocuparán 3 moles de gas a 300 K y 2 atm de presión?

2. ¿Cuántos moles de gas serán necesarios para que a 27 °C y 2 atm ocupen un volumen de 22'4 litros?

3. a) ¿Cuántos moles hay en 49 g de ácido sulfúrico?

b) ¿Cuántas moléculas de amoníaco hay en 68 g de compuesto?

c) ¿Cuántos átomos de Hidrógeno hay en 15,6 g de benceno (C₆H₆)?

d) ¿Cuál es la masa en gramos de $3,01 \cdot 10^{20}$ moléculas de sosa?

e) ¿Qué volumen ocupa 6 g de Hidrógeno medidos a una temperatura de 27 °C y una presión de 190 mmHg?

f) ¿Cuál es la masa de 44,8 litros de Nitrógeno medidos en C.N.?

g) ¿Cuántos moles hay en 11 g de CO₂?

h) ¿Cuántos átomos de Hidrógeno hay en 34 g de Amoníaco?

i) ¿Qué masa en gramos tienen 0,25 moles de Sulfato de Sodio?

j) ¿Cuántos moles son $3,01 \cdot 10^{20}$ átomos de Sodio?

k) ¿Qué volumen ocupa 10 g de gas H₂ medidos en C.N.?

l) ¿Cuál es la masa de 0,5 litros de O₂ medidos a 190 mmHg y una temperatura de -23 °C?

4. Rellena la siguiente tabla:

Sustancia	Nombre	masa (g)	nº moles	M	nº moléculas
KOH		28			
H ₂ SO ₄					3,01·10 ²⁰
HN0 ₃			3		
Al(OH) ₃		156			

5. Calcula la concentración en mol/L de una disolución que contiene 7,2 g/L de glucosa.

6. Se disuelven 60 g de ácido sulfúrico hasta que el volumen de la disolución es de 300 mL. ¿Cuál es la concentración de la disolución en mol/L?

7. Calcula la molaridad de una disolución de cloruro de calcio al 18 %, si su densidad es de 1,6 g/ml.

AJUSTE DE ECUACIONES QUÍMICAS

1. $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
2. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
3. $\text{BaO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$
4. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
5. $\text{FeS}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{S}_4 + \text{S}_2$
6. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 + \text{CO}_2$
7. $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
8. $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na} + \text{Cl}_2$
9. $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
10. $\text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{AgCl}$
11. $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$
12. $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2(\text{g})$
13. $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{BaSO}_4$
14. $\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
15. $\text{C}_8\text{H}_{18} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

PROBLEMAS "REACCIONES QUÍMICAS"

1. Calcula el volumen de oxígeno en c.n. necesario para producir la combustión completa de 250 ml de etano (C_2H_6) medidos a 27°C y 720 mmHg. (Sol: 0,753 litros de O_2).

2. Contesta a las siguientes preguntas:

a) Escribe la ecuación de combustión del butano (C_4H_{10})

b) ¿Cuántas moléculas de O_2 reaccionan con 50 moléculas de butano?

c) ¿Qué masa de butano reaccionará con 100 g de oxígeno?

d) ¿Cuántos moles de oxígeno serán necesarios para obtener 2 moles de agua?

e) ¿Cuántos litros de CO_2 se recogerán en c.n. si se han consumido 200 g de butano?

3. Calcular el volumen de oxígeno, medido a $20^\circ C$ y 700 mmHg. necesario para la combustión de 1 g de heptano (C_7H_{16}).

4. Se tratan 126,5 g de carbonato de magnesio con ácido nítrico. Calcula:

a) La masa de nitrato de magnesio obtenido.

b) El volumen de anhídrido carbónico que se desprende, medido a $227^\circ C$ y 190 mmHg . En la reacción también se forma agua.

5. Se desean obtener 220 l de gas amoníaco, medidos a 760 mmHg y $47^\circ C$, haciendo reaccionar nitrato de amonio con disolución de hidróxido de sodio. Además del amoníaco se obtiene nitrato de sodio y agua:

a) ¿Qué masa de nitrato de sodio se obtiene?

b) ¿Qué masa de hidróxido de sodio necesitamos?

6. Calcula el volumen de una disolución de ácido clorhídrico 0,1 M necesario para que reaccionen completamente 120 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,2 M. Los productos de esta reacción química son cloruro de sodio y agua

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE QUÍMICA INORGÁNICA

Formular:

1. Hidróxido de zinc
2. Trióxido de azufre
3. Ácido sulfuroso
4. metano
5. Permanganato de sodio
6. sulfato de cobre (II)
7. Ácido fosfórico
8. Cloruro de plata
9. Nitrito de magnesio
10. Hidruro de bario
11. Ácido sulfhídrico
12. Borato de sodio
13. Perclorato de calcio
14. Óxido de platino(II)
15. Óxido de Bromo(I)
16. Hidróxido de Aluminio

17. Sulfuro de potasio

18. Hidrógeno carbonato de sodio

19. Ácido perclórico

20. Cromato de estroncio

Nombrar:

1. Fe_2O_3

2. BaMnO_4

3. NH_4Cl

4. BaO

5. FeH_3

6. $\text{Ca}(\text{OH})_2$

7. HNO_2

8. H_2SO_4

9. SO_2

10. Na_2SO_3

11. NiS

12. HCl

13. H_2MnO_4

14. Cl_2O_7

15. KHSO_4

16. Be H_2

17. Hg S

18. Ni (NO₃)₂

19. Zn Cr O₄

20. Fe (Cl O₂)₂

Tema 3: Los Compuestos del Carbono

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE QUÍMICA ORGÁNICA

Nombrar

1. CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₃
2. CH₃-CH₂-CH=CH₂
3. CH≡C-CH₃
4. CH₃-CH₂-CH₂-CHOH-CH₃
5. CH₃-CH₂-CO-CH₂-CH₃
6. H-COOH
7. H-COO-CH₂-CH₃
8. CH₃-CH₂-NH₂
9. CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-NH₂
10. CH₃-CHO
11. COOH-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-COOH
12. OHC-CHO

Formular

1. Etano

2. Hex-3-eno
3. But-1-ino
4. Ciclohexano
6. Pentan-3-ol
7. Butanal
8. Acetona
9. Ácido propanoico
10. Butanoato de metilo
11. Etilamina
12. Metilpropano