

IES ALCARIA

http://www.juntadeandalucia.es/averroes/ies_alcaria

Ejercicios de Química

Nivel: 1º Bachillerato

INDICE

ÁTOMOS MOLÉCULAS Y MOL	1
DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS MOLECULARES	2
GASES IDEALES	2
NÚMEROS CUÁNTICOS.....	6
TABLA PERIÓDICA Y PROPIEDADES PERIÓDICAS	9
ACIDOS Y BASES	14
REACCIONES REDOX.....	15
EQUIOMETRIA DE LAS REACCIONES	17
DISOLUCIONES	21
FORMULACIÓN ORGÁNICA.....	29
FORMULACIÓN INORGÁNICA.....	31

ÁTOMOS MOLÉCULAS Y MOL

1. Siendo la masa atómica del Ti = 47.9 u.m.a, podemos afirmar que un átomo-gramo de Ti equivale a:

- a) 47,9 átomos.
- b) $47,9 \text{ g} \cdot N_A$.
- c) $6,23 \cdot 10^{32} \text{ g}$.
- d) N_A átomos

Sol. La d).

En un átomo-gramo hay el mismo número de átomos que en un mol de átomos del mismo elemento.

2. ¿Qué cantidad contiene mayor número de átomos?

- a) 0,5 moles de SO_2 .
- b) 14 g de N_2 .
- c) 67,2 l de He (en C.N.).
- d) 4 g de H_2 .

Sol. La d)

3. Cuantos moles de átomos de hidrógeno hay en : A) 100 gramos de sulfuro de hidrógeno. B) 100 gramos de dióxido de carbono. C) 100 gramos de permanganato de potasio.

4. Calcula la masa en gramos de : A) 0,500 moles de cloruro de sodio. B) 0,200 moles de nitrato de sodio. C) 5,500 moles de ácido sulfúrico.

5. Calcula la masa en gramos : A) de un mol de átomos de hierro ; B) de una molécula de agua. C) De $6 \cdot 10^9$ moléculas de amoniac.

6. ¿Cuántos moles de H_3PO_4 , cuántos moles de átomos de cada elemento y cuántos átomos de cada elemento hay en 196 g de H_3PO_4 ? Pesos atómicos: H = 1; P = 31,0; O = 16,0.

7. El cloro presenta un peso atómico de 35,453 está constituido por dos isótopos, Cl^{35} y Cl^{37} . La masa exacta del isótopo 35 es 34,969 y la del isótopo 37, 36,966. A partir de estos datos calcular el porcentaje de cada isótopo del cloro en la naturaleza.

DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS MOLECULARES

1. Encontrar la composición centesimal del carbonato de calcio.
2. Encontrar la composición centesimal de: A) Pb_3O_4 ; B) $K_2Cr_2O_7$
3. Tenemos dos compuestos de cobre: $Cu(OH)_2$ y Cu_2S . ¿Cual de los dos es más rico en cobre?
4. Un compuesto contiene $1,2 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno, $3,01 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono y $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrogeno. Calcula su fórmula empírica.

GASES IDEALES

1. Una botella de 8 L contiene 7 g de N_2 a $130^\circ C$. Se abre la llave de la botella y comienza a salir gas hasta que la presión interior de la botella se iguala a la presión exterior ambiente de 760 mmHg. Se cierra en ese momento la llave. ¿a qué temperatura habrá que calentar el N_2 de la botella para recuperar la presión inicial?

- a) $180^\circ C$
- b) $219^\circ C$
- c) $143^\circ C$
- d) $192^\circ C$

Sol. La c)

$$PV = nRT \Rightarrow P = \frac{m \cdot R \cdot T}{M \cdot V} = \frac{7g \cdot 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K)} \cdot 403 \text{ K}/28 \text{ (g/mol)} \cdot 8 \text{ L} = 1,03269 \text{ atm}$$

Saldrá N_2 hasta que la presión interior sea de 1 atm quedando entonces $m = \frac{P \cdot V \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 8 \text{ L} \cdot 28 \text{ g/mol}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \cdot 8 \text{ L}} = 6,7784 \text{ g } N_2$

Temperatura para igualar la presión inicial: $T = \frac{P \cdot V \cdot M}{m \cdot R} = \frac{1,03269 \text{ atm} \cdot 8 \text{ L} \cdot 28 \text{ g/mol}}{6,7784 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}} = 416,176^\circ K \text{ aprox} = 143^\circ C$

2. 27,6 g de un óxido de nitrógeno ocupan un volumen de 6,72L. en c.n.. Si las masas atómicas son $N = 14$ y $O = 16$, el óxido tendrá una fórmula empírica de:

- a) N_2O_4
- b) NO_2
- c) N_2O_3
- d) NO

Sol. La a)

$PV = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \text{ atm} \cdot 6.72 \text{ L} = 27.6 \text{ g/M} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot ^\circ\text{K} \cdot 273^\circ\text{K} \Rightarrow M = 92 \text{ g/mol}$
 además $27,6 \text{ g/M} = 6,72 \text{ L}/22,414 \text{ L} \Rightarrow M = 27,6 \cdot 22,114/6,72 = 92 \text{ g/mol}$
 Corresponde al N_2O_4 $14 \cdot 2 + 16 \cdot 4 = 92$

3. De conformidad con la Ley de Avogadro y teniendo en cuenta que $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ dar la proposición correcta:

- a) En volúmenes iguales de todos los gases existe siempre el mismo número de moléculas.
- b) En 5,6 L de un gas (c.n.), hay $1,506 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- c) El número de moléculas de un gas ideal, contenidas en un determinado volumen, depende sólo de su densidad.
- d) La suma de los volúmenes de dos gases reaccionantes es siempre igual a la suma de los volúmenes de los gases obtenidos como productos.

Sol. La b).

- a) Falsa. el gas depende de P y T.
- b) Cierta. $5,6 \text{ L} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}/22,4 \text{ L} = 1,506 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$.
- c) Falsa. $d = m/v = P \cdot M/R \cdot T \Rightarrow n = m/M = d \cdot V/M$.
- d) Falso. No se cumple en síntesis Haber del NH_3 .
 $N_2 + 3H_2 \Rightarrow 2NH_3$

4. El hexafluoruro de Uranio UF_6 tiene un pm de 352 g/mol, y es posiblemente el más denso de todos los gases, ya que su densidad en g/L a 100°C y 1,00 atm es... (Usar $R = 0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot ^\circ\text{K}$)

- a) 0,0326
- b) 0,122
- c) 11,19
- d) 42,8

Sol. La c)

$P \cdot V = m \cdot R \cdot T/M \Rightarrow P = m \cdot R \cdot T/V \cdot M = d \cdot R \cdot T/M \Rightarrow d = P \cdot M/R \cdot T = 1 \text{ atm} \cdot 352 \text{ g/mol}/(0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot ^\circ\text{K}) \cdot 373^\circ\text{K} = 11,5 \text{ g/L}$

5. A 25,000°C (medidos y mantenidos con precisión) un gramo de un gas ocupa un volumen de 6,138 L a 1,00 atm de presión. Si ésta se duplica el gas se comprime hasta 3,080 L. ¿Cual es el pm exacto del gas en g/mol? $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{°K}$ y $0^\circ\text{C} = 273,16^\circ\text{K}$

- a) 3,972
- b) 3,986
- c) 4,000
- d) 4,014

Sol. La c)

$$M = m \cdot R \cdot T / P \cdot V \implies$$

$$M_1 = 1 \text{ g} \cdot 0,082 (\text{atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{°K}) \cdot 298,16^\circ\text{K} / 1 \text{ atm} \cdot 6,138 \text{ L} = 3,986 \text{ g/mol}$$

$$M_1 = 1 \text{ g} \cdot 0,082 (\text{atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{°K}) \cdot 298,16^\circ\text{K} / 2 \text{ atm} \cdot 3,080 \text{ L} = 3,972 \text{ g/mol}$$

Como el pm disminuye en $3,986 - 3,972 = 0,014 \text{ g/mol}$ al variar la presión de 1 a 2 atm, deducimos que a 0 atm el pm será $3,986 + 0,014 = 4,000 \text{ g/mol}$ y se comportará como un gas ideal.

6. En un depósito de 10 L de capacidad se colocan 20,7 g de acetona y accidentalmente 15,5 g de otro compuesto desconocido. Se cierra el depósito y se calienta hasta 300°C, con lo que los dos compuestos se evaporan totalmente por una salida de vapores. Se mide la presión del depósito dando 3,259 atm. Suponiendo un comportamiento ideal identificar el compuesto introducido por error. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{°K}$

- a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$
- b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$
- c) $\text{CH}_3\text{-CHO}$
- d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-HO}$

Sol. La a) Acetona: $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$ $M(\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3) = 58$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \implies 3,259 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} = (20,7 \text{ g acetona} / 58 + 15,5 \text{ g } X / M_x) \cdot 0,082 (\text{atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{°K}) \cdot 573^\circ\text{K}$$

$$M_x = 46$$

7. Si se introducen en depósitos separados de igual volumen y a la misma temperatura, sendos pesos iguales de O_2 y N_2 que propuesta es la verdadera.

- a) Presión depósito de $\text{N}_2 > \text{O}_2$
- b) $E_{\text{cinética}}/\text{mol } \text{N}_2 > E_{\text{cinética}}/\text{mol } \text{O}_2$
- c) Ambos recipientes contienen igual número de moléculas
- d) Las moléculas en el recipiente de O_2 se mueven más deprisa que las del de

N2

Sol. La a)

a) Cierta. presión recipiente $N_2 > O_2$ $P_{N_2} > P_{O_2}$ $P_{N_2}/P_{O_2} = (1/28)/(1/32) = 32/28$

$$P_{O_2} = m \text{ g } O_2 \cdot R \cdot T / (32 \text{ g } O_2 / \text{mol} \cdot V) = m/32$$

$$P_{N_2} = m \text{ g } N_2 \cdot R \cdot T / (28 \text{ g } O_2 / \text{mol} \cdot V) = m/28$$

b) Falsa. según teoría cinética gases E_c media/mol de cualquier gas es independiente del gas y direct. propor. a T absoluta $E_c = (3/2) \cdot R \cdot T$

c) Falsa. moles $O_2 <$ moles N_2 moléculas $O_2 <$ moléculas N_2

d) Falsa. V_2 media es inv. propor. a la raíz cuadrada de la masa molecular $v_{cm} = \text{raíz}(3 \cdot R \cdot T / M)$

8. ¿Cuál es el volumen en mL que ocupa un gas ideal si 0,397 moles se encuentran a una temperatura de 611 °C y a una presión de 4,22 atm?

9. ¿Cuántos moles de un gas ideal hay en un volumen de 2600 mL si la temperatura es 65,51 K y la presión es 1056 mmHg ?

10. ¿Cuál es el volumen en mL que ocupa un gas ideal si 0,873 moles se encuentran a una temperatura de 40,08 K y a una presión de 1,06 atm ?

11. ¿Cuántos moles de un gas ideal hay en un volumen de 1,28 litros si la temperatura es 49,14 K y la presión es 1,39 atm ?

12. Calcula el volumen que ocupa en condiciones normales dos moles de : A) Hidrógeno gaseoso ; B) Cloro gaseoso ; Nitrógeno gaseoso.

13. Calcula el volumen en condiciones normales de : A) 2 g de hidrogeno ; B) 2 g de helio ; C) 2 gramos de cloro gaseoso.

14. Cuántos gramos de metano se necesitarán para llenar un depósito de 12 litros que a 80°C tenga una presión de 3 atm ?

15. A) Calcula la densidad del oxígeno en CN. B) Calcula la densidad del oxígeno a -5°C y 740 mm Hg de presión.

16. Dos recipientes con el mismo volumen y a idéntica temperatura tienen la misma presión. Entonces:

- Tienen la misma sustancia, necesariamente
- Tienen idéntico número de partículas.
- Pueden tener sustancias diferentes.

NÚMEROS CUÁNTICOS

1. El número cuántico _____ se simboliza con la letra _____ y toma los valores 0,1,2,3

Rellena con las opciones que se ofrecen:

- a) Spín - s
- b) Principal - n
- c) Magnético - m
- d) Azimutal - l

2. El máximo de electrones para el orbital "s" son _____ electrones

- a) 2
- b) 6
- c) 18
- d) 10

3. Los sub-niveles 0 y 2 se le asignan las letras _____ y _____:

- a) S - d
- b) S - f
- c) S - p
- d) P - d

4. El sistema periódico fue realizado por:

- a) Döbereiner
- b) Moseley
- c) Mendeleev

5. El sub nivel _____ tiene 1 orbital

- a) s
- b) d
- c) p
- d) f

6. 3 orbitales y 6 electrones tiene el subnivel:

- a) f
- b) d

- c) p
- d) s

7. El sistema periódico consta de líneas verticales llamadas:

- a) Grupo
- b) Número atómico
- c) Período
- d) Ninguna de las anteriores.

8. El número cuántico magnético toma los valores:

- a) 1,2,3,4, etc.
- b) 0,1,2,3
- c) -1/2, +1/2
- d) Dependen de l

9. Indique los números cuánticos para:

a) $3s^2$	b) $4f^6$	c) $5d^9$
d) $4p^3$	e) $5f^9$	f) $4d^7$

10. Dada la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ indique:

- a) Valor de Z
- b) Números cuánticos del último electrón.

11. Para los siguientes Z, indique:

- a) Configuración electrónica con la representación de orbitales con cuadritos.
- b) Números cuánticos del último electrón.
- c) Grupo y periodo a que pertenecen

Z: 19

Z: 25

Z: 38

Z: 10

Z: 4

Z: 21

Z: 31

12. El máximo de electrones para el orbital "f" son _____ electrones

13. Sabemos que el número atómico de un elemento es 50. ¿Qué proposiciones son falsas?

- a) Pertenece al quinto período y al grupo de los nitrogenoideos en el sistema periódico.
- b) Sus electrones de valencia están en los orbitales 4s y 4p.
- c) Está situado en el mismo grupo que el plomo pero pertenece al quinto período.
- d) Está claro. Es el antimonio.

Sol. La c). Estaño

14. La configuración externa del Lantano ($Z=57$) es una de las siguientes.

- a) $4f^1 6s^2$
- b) $5f^1 7s^2$
- c) $5d^1 6s^2$
- d) $4d^1 5s^2$

Sol. La c)

15. En cada triple propuesta se da la estructura electrónica de un metal alcalino, un actínido y un elemento de transición. Indicar la cierta.

- a) $[\text{Kr}] 4d^2 5s^2; 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1; [\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^3$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1; [\text{Rn}] 6d^1 7s^2; [\text{Ar}] 3d^5 4s^1$
- c) $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1; [\text{Xe}] 5f^2; 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1; [\text{Kr}] 4d^{10} 4f^3; 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Sol. La b). Se trata del K, Ac y Cr.

16. La estructura $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3f^1 4p^1$ pertenece a:

- a) V^{23+} en estado excitado.
- b) Ti^{23} en estado normal.
- c) Ti^{22} en estado excitado.
- d) Ninguna de las anteriores.

Sol. La d). No existen orbitales 3f

17. La configuración electrónica del Cromo ($Z=24$) es:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$

d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$

Sol. La a) Cr ($Z=24$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$

18. La estructura $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ pertenece a un:

- a) Halógeno.
- b) Lantánido.
- c) Gas noble.
- d) Anfígeno.

Sol. La d). Corresponde al azufre.

19. ¿Cuántos electrones diferentes pueden existir con $n=4$ y $l=3$?

- a) Tres.
- b) Siete.
- c) Catorce.
- d) Veinticuatro.

Sol. La d)

- a) Falsa. En nivel $n=3$ existen un orbital $3s$, 3 orb. $3p$ y 5 orb. $3d$. Total 9 orb. donde caben 18 electrones.
- b) Falsa. En los orb. $2p$ caben 6 electrones, pero los $2p$ no pertenecen al nivel $n=3$, sino al $n=2$
- c) Falsa. Si $n=3$, en esta capa habrá 9 orb. con 18 electrones.
- d) Cierta. En nivel $n=3$ existen un orbital $3s$, 3 orb. $3p$ y 5 orb. $3d$. Total 9 orb. donde caben 18 electrones.

TABLA PERIÓDICA Y PROPIEDADES PERIÓDICAS

1. De las siguientes configuraciones electrónicas indique la verdadera.

- a) N₂: $1s^2 2s^2 2p^5$.
- b) Si: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- c) K: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- d) Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Sol La c).

- a) Falsa. N ($z=7$) $1s^2 2s^2 2p^3$.
- b) Falsa. Si ($z=14$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.
- c) Cierta. K ($z=19$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.
- d) Falsa. Na ($z=11$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

2. Sabiendo que un átomo de un elemento químico tiene un número másico de $A=23$ y que ocupa el 11º lugar en la tabla, señale la propuesta verdadera.

- a) La corteza contiene 12 electrones distribuidos como $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.
- b) El núcleo está constituido por 12 protones y once neutrones.
- c) Se trata de un metal blando de poca densidad y de bajos p.fusión y ebullición.
- d) Debido a su gran actividad química se encuentra libre en la naturaleza.

Sol. La c)

- a) Falsa. Contiene 11 electrones.
- b) Falsa. El núcleo tiene 11 protones y 12 neutrones.
- c) Cierta. Se trata del Sodio (metal blando, $d=0.97$ g/cc, p.f.= 98°C y p-e. 890°C , todos bajos relativamente)
- d) Falsa. Por la facilidad con que cede sus electrones (gran actividad química), no se suele encontrar libre en la naturaleza.

3. De los elementos del grupo del oxígeno se puede decir que al aumentar el número atómico:

- a) Aumentan el radio atómico, el p. de fusión y el primer potencial de ionización.
- b) Disminuyen la electronegatividad, la densidad y la afinidad electrónica.
- c) El poder oxidante aumenta.
- d) Aparecen características metálicas, Mientras que O_2 y S, no son metales, Se y Te son semiconductores, y el Po tiene carácter metálico.

Sol. La d).

4. Con respecto a los metales podemos decir que:

- I. Son elementos que presentan la más baja Energía de ionización
- II. Presentan un radio iónico mayor que los no metales
- III. Son excelentes conductores de la corriente eléctrica.

Es(son) correcta(s):

- a. Sólo I
- b. Sólo II
- c. I y II
- d. I y III

e. I, II, III

5. ¿Qué elemento presenta la más alta Energía de ionización?
- Ca
 - Na
 - Al
 - B
 - O
6. En la tabla periódica, el arsénico elemento 33, tiene 4 elementos vecinos más próximos 15, 32, 34, 51. ¿Cuál de estos elementos tiene propiedades parecidas al arsénico?
- Z= 15
 - Z= 32 y Z=34
 - Z=34 y Z=51
 - Z=32 y Z=51
 - Z= 15 y Z= 51
7. Los iones N^{-3} , O^{-2} , F^{-} , Na^{+} y Mg^{+2} qué características tienen en común:
- Todos presentan la misma configuración electrónica
 - Todos son iones
 - Todos pertenecen al Grupo A
- Sólo I
 - Sólo II
 - I y II
 - I y III
 - I, II, III
8. ¿Cuál será la valencia de los siguientes elementos Z= 29 y Z= 20 respectivamente?
- 2 y 3
 - 3 y 2
 - 2 y 2
 - 3 y 3
 - 1 y 2
9. Para la siguiente serie de iones isoelectrónicos, S^{-2} , Cl^{-} , K^{+} , Ca^{+2} ¿cuál tiene mayor tamaño?:
- K^{+}
 - Cl^{-}
 - S^{-2}
 - Ca^{+2}
 - a y b
10. En la siguiente serie ¿cuál es el ión más grande? N^{-3} , Mg^{+2} , F^{-} , Na^{+}
- Mg^{+2}

- b. N^{-3}
 - c. F^{-}
 - d. Na^{+}
 - e. No se puede determinar
11. De acuerdo al $Z= 11$; $Z= 12$; $Z=55$; $Z= 17$. ¿Cuál presenta mayor electroafinidad?
- a. $Z = 11$
 - b. $Z= 55$
 - c. $Z= 12$
 - d. $Z= 17$
 - e. a y b
12. Cual de las siguientes configuraciones electrónicas es correcta para el Molibdeno ($Z = 42$)
- a. $[Ar] 3d^{10} 3f^{14}$
 - b. $[Kr] 4d^5 5s^1$
 - c. $[Kr] 4d^6$
 - d. $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^6 4f^6$
 - e. $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^6$
13. Los elementos de la familia de los Metales Alcalinos (Grupo I-A) forman iones positivos porque:
- a. Ceden electrones en un enlace
 - b. Comparten electrones en un enlace
 - c. Están en el Grupo I de la tabla periódica
 - d. Son Metales
 - e. Dejan de ser átomos neutros
14. El elemento más electronegativo es:
- a. El Francio por estar abajo y a la izquierda del sistema periódico.
 - b. El Cesio por estar abajo y a la izquierda del sistema periódico.
 - c. El Oro por estar dentro de los metales de transición
 - d. El Flúor por estar mas arriba y a la derecha en el sistema periódico
 - e. El Helio por estar mas arriba y a la derecha en el sistema periódico
15. Los elementos de transición en el sistema periódico aparecen a partir del período.
- a. 2
 - b. 3
 - c. 4
 - d. 5
 - e. 6
16. El elemento con $Z = 12$ se encuentra en el mismo período, en el sistema periódico, que el elemento que tiene Z igual a:
- a. 9

- b. 17
- c. 20
- d. 3
- e. 19

17. El potasio presenta menor potencial de ionización que el sodio. Esto significa:

- I. El sodio cede con mayor facilidad su electrón
- II. El potasio cede con mayor facilidad su electrón
- III. El potasio acepta con mayor facilidad un electrón
- IV. El potasio libera menor cantidad de energía al ceder un electrón

- a. Solo I
- b. Solo II
- c. Solo III
- d. II y IV
- e. I y III

18. Al grupo 0 del sistema periódico pertenecen:

- a. Alcalinos
- b. Halógenos
- c. Anfóteros
- d. Alcalino-Térreos
- e. Gases Nobles

19. De las siguientes propiedades periódicas de los elementos químicos:

- I. Electroafinidad
 - II. Electronegatividad
 - III. Potencial de Ionización
- Aumentan en un grupo

- a. Solo I
- b. I y II
- c. I y III
- d. III y IV
- e. I, II, III

20. ¿Cuál de los siguientes átomos es más grande?

- a. Al
- b. Mg
- c. Ca
- d. Sr
- e. Rb

21. ¿Cuál de los siguientes no metales no existe como molécula diatómica gaseosa?

- a. H_2
- b. O_2
- c. S_2
- d. F_2
- e. Cl_2

22. Responde:

De acuerdo a la siguiente tabla:

IA IIA VIA VIIA

M			L	P
N				

1. El elemento que presenta el mayor radio atómico es _____
2. El elemento que presenta la más alta Energía de ionización es _____
3. El elemento P presenta un estado de oxidación igual a _____
4. Los elemento _____ y _____ presentarán configuración electrónica terminal s1.
5. Los elemento _____ y _____ presentarán electrones en el orbital p
6. Un ejemplo de un enlace iónico lo formarán los elementos _____ y _____

ACIDOS Y BASES

1. Calcular el pH de las siguientes soluciones:

- a. $H^+ = 1 \times 10^{-6}$
- b. $H^+ = 2.3 \times 10^{-4}$
- c. $H^+ = 6.5 \times 10^{-2}$
- d. $H^+ = 3.4 \times 10^{-11}$
- e. $H^+ = 5.8 \times 10^{-8}$
- f. $OH^- = 2.2 \times 10^{-9}$

2. 3.2 g de hidróxido de sodio reacciona exactamente con 8 g de un ácido triprótico. Hallar la masa molecular del ácido. $R = 300$

3. ¿Cuántos mL de ácido sulfúrico al 4 M se requieren para neutralizar 600 mL de NaOH al 12 N? R= 900 mL
4. Para valorar la concentración de un cierto ácido se realiza el siguiente procedimiento: primero se disuelven exactamente 0.8 g de NaOH en un volumen suficiente de agua y luego se empieza agregar gota a gota un cierto ácido hasta llegar al punto de neutralización. Si el volumen empleado del ácido fue de 25 mL. Calcular la concentración del ácido.
R= 0.8 N
5. ¿Cual será el pH de una disolución que contiene 1 g de H₂SO₄ (Pm=98) en un litro de agua:
- a) 3.98
b) 4.99
c) 1.99
d) 1.69

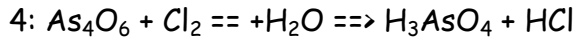
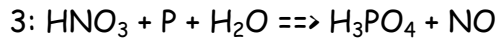
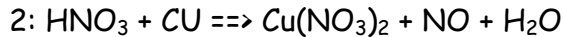
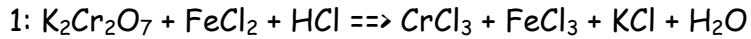
REACCIONES REDOX

1. En las reacciones Red-Ox (Oxidación-Reducción), puede afirmarse que:
- a) El agente reductor se reduce y el oxidante se oxida.
b) La oxidación se produce con ganancia electrónica.
c) El agente oxidante acepta electrones.
d) La reducción ese produce con pérdida de electrones.
- En la reacción red-ox: $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \Rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
hay átomos que sufren el proceso variando su número de oxidación. Indicar cuáles son: a) El oxígeno, manganeso, cloro e hidrógeno.
b) El manganeso y el oxígeno.
c) El cloro y el oxígeno.
d) El cloro y el manganeso.
2. De los elementos citados tras la fórmula del compuestos, señale el que posea el mayor número de oxidación:
- a) ClO_3^- , Cl
b) $\text{PO}_2\text{H}_2\text{K}$, P
c) C_2Ca , C
d) MnO_4Na_2 , Mn

3. En la reacción, $\text{Cl}_3\text{Al} + 3\text{K} \Rightarrow 3\text{ClK} + \text{Al}$ podemos asegurar:

- a) K se oxida y Al se reduce.
- b) Al se oxida y K se reduce.
- c) Al se oxida y Al Cl reduce.
- d) K se oxida y Cl se reduce.

4. De acuerdo con las siguientes reacciones, afirmaremos:

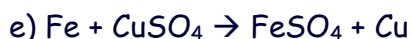
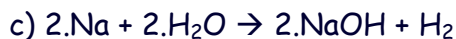
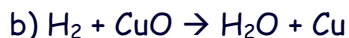


- a) En 1, se oxida Fe y Cr se reduce, puesto que su número de oxidación pasa de +6 a +2
- b) En 2, Cu se reduce y N₂ se oxida.
- c) En 3, P se oxida, puesto que su número de oxidación pasa de 0 a +5 y N₂ se reduce al pasar de +7 a +2.
- d) En 34, se reduce Cl al pasar de 0 a -1 y se oxida As, pasando de +3 a +5.

5. Determine el número de oxidación del átomo indicado en los siguientes compuestos:



6. Señales las semirreacciones de oxidación y reducción en las siguientes reacciones:



7. Determine el número de oxidación de:

1. Cl en HClO₄
2. N en HNO₃
3. S en H₂SO₃
4. P en ácido pirofosforoso
5. I en anhídrido hipoyodoso
6. Mn en ácido mangánico
7. Cu en sulfato cúprico
8. Si en ácido silícico
9. N en monóxido de nitrógeno
10. Mn en el óxido mangánico

8. Determine cuáles de las siguientes reacciones son reacciones redox, e identifique la especie oxidante y reductora.

- a. $\text{HgCl}_{2(\text{ac})} + 2\text{KI}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{HgI}_{2(\text{s})} + 2\text{KCl}_{(\text{ac})}$
- b. $4\text{NH}_{3(\text{g})} + 3\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{N}_{2(\text{g})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$
- c. $\text{CaCO}_{3(\text{s})} + 2\text{HNO}_{3(\text{ac})} \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_{2(\text{ac})} + \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- d. $\text{PCl}_3(\text{l}) + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow 3\text{HCl}_{(\text{ac})} + \text{H}_3\text{PO}_3(\text{ac})$
- e. $\text{Mg}_{(\text{s})} + \text{Sn}^{+2}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{Sn}_{(\text{s})} + \text{Mg}^{+2}_{(\text{ac})}$

EQUIOMETRIA DE LAS REACCIONES

1. Ajustar las ecuaciones:



2. Teniendo en cuenta la ecuación: $4\text{NH}_3(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{NO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, ¿qué peso de O₂ (PM = 32,0) en gramos se requerirá para reaccionar con 100 g de NH₃ (PM = 17,0)?

3. Teniendo en cuenta la reacción: $2\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ¿qué peso de O₂ (PM = 32,0) en g se requerirá para quemar 10 moles de acetileno, C₂H₂?

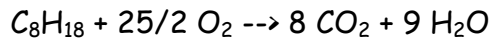
4. Empleando la ecuación: $4\text{NH}_3(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{NO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ determinar el volumen de O₂ a 27°C y 1,00 atm que se requerirá para reaccionar con 100 g de NH₃.

5. Los combustibles empleados en aviación son mezclas de hidrocarburos de distinta estructura. Suponiendo que la combustión de esta mezcla se consuma el mismo oxígeno que consume el octano en su combustión, ¿qué cantidad de CO_2 desprenderá un motor al gastar 10.000 kg de combustible?

Datos: O=16 H=1 C=12

- a) 15438 kg
- b) 30877 kg
- c) 46315 kg
- d) 981.21 m^3 (C.N.)

Sol. La b)



$$(114 \text{ g } C_8H_{18}) / (8 \cdot 44 \text{ g } CO_2) = 10^4 \text{ kg } C_8H_{18} / x \implies x = 30877.19 \text{ kg.}$$

6. El sulfato de cinc contiene azufre, oxígeno y cinc en la relación 1 : 1.99 : 2.04. Se dispone de un mineral de cinc con un 8.53% de riqueza ¿Cuánto sulfato de zinc podrá prepararse con 10 g del citado mineral?

- a) 40.56 g
- b) 39.56 g
- c) 21.03 g
- d) 19.88 g

Sol. La c) Zn:S:O 2,04 : 1 : 1,99 \implies

$$\text{En } 100 \text{ g de mineral} \cdot (8.53 \text{ g Zn}) / (100 \text{ g mineral}) = 8.53 \text{ g Zn}$$

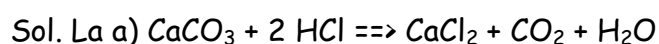
$$8.53 \text{ g Zn} \cdot (1 \text{ g S} / (2.04 \text{ g Zn})) = 4.18 \text{ g S reaccionan con Zn}$$

$$8.53 \text{ g Zn} \cdot (1.99 \text{ g O} / (2.04 \text{ g Zn})) = 8.32 \text{ g O reaccionan con Zn}$$

$$\text{Masa de } ZnSO_4 \text{ que podrá prepararse: } 8.53 \text{ g} + 4.18 \text{ g} + 8.32 \text{ g} = 21.03 \text{ g } ZnSO_4$$

7. Se quiere determinar la pureza en carbonato cálcico de un mineral de caliza, para lo cual 5 g de mineral se disuelven en 325 ml de una disolución de HCl 0.2 N, quedando exceso de ácido. El ácido sobrante se valora con NaOH 0.05 N, del que se gastan 75 ml. Conocidos los pesos atómicos Ca=40; Na=23; O=16; C=12; H=1, señale cuál es la riqueza en carbonato cálcico del mineral.

- a) 60%
- b) 70%
- c) 80%
- d) 90%



$\text{eq-g HCl añadidos: } 0.325 \text{ L} \cdot (0.2 \text{ eq-g HCl/L}) = 0.065 \text{ eq-g HCl}$
 $\text{eq-g NaOH} = 0.075 \text{ L} \cdot (0.05 \text{ eq-g NaOH/L}) = 3.75 \cdot 10^{-3} \text{ eq-g NaOH} = \text{eq-g HCl exceso}$
 $\text{eq-g HCl que reaccionan con la caliza es} = (0.065 - 3.75 \cdot 10^{-3}) \text{ eq-g HCl} = 0.06125 \text{ eq-g HCl}$
 $\text{Cantidad de CaCO}_3 \text{ que reaccionó será} = 0.06125 \text{ eq-g HCl} \cdot (\text{eq-g CaCO}_3 / \text{eq-g HCl}) \cdot (\text{mol CaCO}_3 / 2 \text{ eq-g CaCO}_3) \cdot (100 \text{ g CaCO}_3 / \text{mol CaCO}_3) = 3.0625 \text{ g CaCO}_3$
 $\% \text{ CaCO}_3 \text{ en la muestra} = 3.0625 \text{ g CaCO}_3 / 5.000 \text{ g muestra} \cdot 100 = 61.25 \%$
 $\% \text{ CaCO}_3$

8. Una industria química de proceso continuo, fabrica 5 Tm/día de H_2SO_4 sulfúrico quim. puro, por tostación de pirita de un 75% de riqueza. El conjunto del proceso de fabricación tiene un rendimiento del 80%. ¿Cuál será el consumo horario de mineral? ($\text{Fe}=55.8$; $\text{S}=32$; $\text{O}=16$; $\text{H}=1$)

- a) 168 kg
- b) 301 kg
- c) 212 kg
- d) 282 kg

Sol. La c)

Reacciones para obtener H_2SO_4 a partir de pirita $4 \text{ FeS}_2 + 11 \text{ O}_2 \Rightarrow 8 \text{ SO}_2 + 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3$
 $2 \text{ SO}_2 + \text{O}_2 \Rightarrow 2 \text{ SO}_3$
 $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
 1 mol de FeS_2 produce 2 moles de H_2SO_4
 $5 \text{ Tm H}_2\text{SO}_4 \cdot (10^6 \text{ g H}_2\text{SO}_4 / \text{Tm H}_2\text{SO}_4) \cdot (\text{mol H}_2\text{SO}_4 / 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4) \cdot (100 / 80) \cdot (\text{mol FeS}_2 / 2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4) \cdot (119.8 \text{ g FeS}_2 / \text{mol FeS}_2) \cdot (100 \text{ g pirita} / 75 \text{ g FeS}_2) \cdot (\text{kg pirita} / 10^3 \text{ g pirita}) = 5093.54 \text{ kg pirita/día} \cdot (\text{día} / 24 \text{ h}) = 212 \text{ kg pirita/hora}$

9. Se quiere sintetizar cloruro de sodio en el laboratorio y para ello se dispone de 5 gramos de sodio y 8 gramos de cloro. Encontrar los gramos de producto que se podrán obtener, y la masa de sodio o de cloro que nos sobrará.

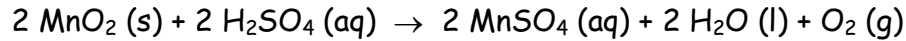
10. El hierro en se quema formando un óxido negro de fórmula Fe_3O_4 . Disponemos de un trozo de hierro que pesa 5,6 g y queremos saber si se quemará del todo en un recipiente que contenga 0,05 moles de oxígeno.

11. Disponemos de una disolución 2 M de HCl que se añade a carbonato de calcio para obtener dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua. El gas que se obtiene se encierra en una probeta y el volumen que ocupa es de 250 mL a 27°C y la presión de una atmósfera. Calcular la masa de carbonato de

calcio y el volumen de disolución de ácido clorhídrico que hemos de hacer reaccionar.

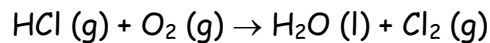
12. Cuantos gramos de hidróxido de aluminio reaccionan con $1,82 \cdot 10^{22}$ moléculas de ácido sulfúrico para dar sulfato de aluminio y agua ?

13. Queremos obtener oxígeno en la reacción :



Calcular los gramos de dióxido de manganeso que se necesitarán para obtener 200 cm^3 de oxígeno medidos a 28°C y 450 mm Hg de presión.

14. Qué volumen de cloro gaseoso, medido a 30°C y 756 mm Hg podemos obtener por reacción de $7,5$ litros de cloruro de hidrogeno con $50,0$ litros de oxígeno, medidos ambos gases a 30°C y 756 mm Hg ?. La reacción es :



15. El níquel reacciona con el CO formando un compuesto que tiene de fórmula $\text{Ni}(\text{CO})_4$. Si ponemos $5,210 \text{ g}$ de níquel y $9,3 \text{ g}$ de CO , Calcular la masa de tetracarbonato de níquel que se formará y la sustancia que sobrará.

16. El amoniaco reacciona con el oxígeno para formar óxido nítrico (NO) y vapor de agua. Si $57,0 \text{ L}$ de amoniaco reaccionan con 140 L de oxígeno, medidos ambos a 200°C y $0,4 \text{ atm}$, cual de los dos gases es el que no reacciona por completo ? Calcula también el volumen de gas que queda sin reaccionar.

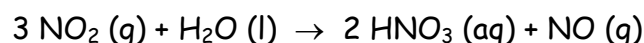
17. Indicar los moles y la masa de reactivo en exceso al reaccionar $0,70$ gramos de carbonato de sodio con 10 cm^3 de ácido sulfúrico 1 M , según la reacción :



18. 50 ml de una disolución de ácido sulfúrico reaccionan exactamente con 20 ml de una disolución $0,2 \text{ M}$ de NaOH para dar sulfato de sodio y agua. Calcular la molaridad de la disolución de ácido sulfúrico.

19. Una masa de carbonato de sodio reacciona completamente con 20 mL de una disolución de HCl $0,25 \text{ M}$. Calcular la masa de carbonato de sodio consumida.

20. En la fabricación del ácido nítrico se da la siguiente reacción :

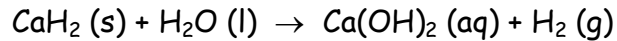


A) ¿Cuántas moléculas de NO_2 se necesitarán para formar 80 de HNO_3 ?

B) ¿Cuántos moles de agua reaccionarán con un mol de NO_2 ?

C) Sabiendo que el NO_2 y el NO son gases, ¿Cuántos litros de NO se producirán a partir de 22,4 litros de NO_2 , siempre medidos en condiciones normales de presión y temperatura ?.

21. Un generador portátil de hidrogeno utiliza la reacción :



Calcular el volumen de hidrogeno que, a 20°C y 745 mm Hg, podría producir si se parte de 30,0 g de hidruro de calcio.

22. El peróxido de bario se descompone en oxígeno gaseoso y óxido de bario. Si el oxígeno se deja escapar ¿Qué pérdida de masa (expresada en porcentaje) tiene lugar en esta descomposición ?

23. Al reaccionar 2,158 g de hierro con ácido sulfúrico en exceso, se forma el sulfato y se desprenden 982 ml de hidrogeno medidos a 25°C y 730 mm Hg. ¿El sulfato formado será ferroso o férrico ?

DISOLUCIONES

Resueltos

1. Una solución acuosa de fluoruro de potasio contiene 40 g de sal en 160 g de disolvente y densidad $1,18 \text{ g/cm}^3$, calcular su concentración expresada en:

- a. g soluto / 100 g disolvente
- b. g soluto / 1 L disolvente
- c. % m / m
- d. % m / V

Resolución:

a) el enunciado indica que se tiene 40 g soluto / 160 g disolvente, y se lleva a 100 g disolvente

$$\begin{array}{l} 160 \text{ g disolvente} \quad \text{_____} \quad 40 \text{ g soluto} \\ 100 \text{ g disolvente} \quad \text{_____} \quad x = 25 \text{ g soluto} / 100 \text{ g} \end{array}$$

disolvente

b) como el solvente es agua y su densidad es 1 g/cm^3 ; tener 160 g disolvente equivale a 160 cm^3 disolvente y a su vez a 160 ml disolvente, luego con los

datos se tiene 40 g soluto / 160 ml disolvente y se lo lleva a 1 L disolvente = 1000 ml disolvente

160 ml disolvente _____ 40 g soluto

1000 ml disolvente _____ x = 250 g soluto / 1000 ml disolvente = 250 g soluto / 1 L disolvente

c) por los datos iniciales se puede expresar 40 g soluto / 160 g disolvente; recordando que $m_{\text{disolución}} = m_{\text{soluta}} + m_{\text{disolvente}} = 40 \text{ g} + 160 \text{ g} = 200 \text{ g}$ queda 40 g soluto / 200 g disolución se lo pasa a 100 g disolución (se pide % m / m que es x g soluto / 100 g disolución)

200 g disolución _____ 40 g soluto

100 g disolución _____ x = 20 g soluto / 100 g disolución = 20 % m / m

d) se debe calcular % m / V es es x gr soluto / 100 cm³ disolución, si se parte de 40 g soluto / 200 g disolución , la masa de disolución se debe expresar en cm³, para lo cual se usa la densidad de la solución

$$\delta = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\delta} = \frac{200 \text{ g}}{1,18 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} \approx 169,5 \text{ cm}^3$$

luego se puede escribir 40 g soluto / 169,5 cm³ disolución y se lo lleva a 100 cm³ disolución

169,5 cm³ disolución _____ 40 g soluto

100 cm³ disolución _____ x = 23,59 g soluto / 100 cm³ disolución = 23,59 % m / V

2. Se desea preparar 1,50 kg de solución al 25 % m / V y densidad de 1,2 g/cm³, calcular las masas de soluto y solvente necesarias.

Resolución

Es conveniente expresar la concentración como % m / m, para ello se usa la densidad de la solución para hallar la masa de la solución.

Como 25 % m / V es 25 g soluto en 100 cm³ se calcula la masa como

$$\delta = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \delta \cdot V = 1,2 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 100 \text{ cm}^3 = 120 \text{ g}$$

por lo tanto se puede escribir que 25 g soluto se encuentran en 120 g de solución.

Ahora se calcula cuanto soluto hay en 1500 g (1,5 kg)

120 g disolución _____ 25 g soluto

1500 g disolución _____ $\times = 312,5$ g soluto

recordando que $m_{\text{disolución}} = m_{\text{soluto}} + m_{\text{disolvente}}$, se calcula la masa de solvente

$$m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}} - m_{\text{soluto}} = 1500 \text{ g} - 312,5 \text{ g} = 1187,5 \text{ g disolvente}$$

3. Se disuelven 50 g de sulfato de sodio en medio litro de agua, calcular su concentración expresada en:

- g soluto / 1 L disolvente
- g soluto / 100g disolvente
- % m / m

Resolución

- a) sabiendo $0,5 \text{ L} = 500 \text{ ml}$, se puede escribir que 50 g soluto / 0,5 L disolvente es equivalente a 50 g soluto / 500 ml disolvente, y se resuelve llevándolo a 1000 ml = 1 L

500 ml disolvente _____ 50 g soluto

1000 ml disolvente _____ $\times = 100$ g soluto / 1000 ml disolvente =
100 g soluto / 1 L disolvente

b) como 1 ml de agua equivale a 1 g, se tiene 50 g soluto / 500 g disolvente, luego se lo lleva a 100 g de solvente

500 g disolvente _____ 50 g soluto
100 g disolvente _____

$\times = 10$ g soluto / 100 g disolvente

c) como % m / m es g soluto / 100 g disolución, se debe calcular primero la masa de solución usando $m_{\text{disolución}} = m_{\text{soluto}} + m_{\text{disolvente}}$

$$m_{\text{disolución}} = 50 \text{ g} + 500 \text{ g} = 550 \text{ g}$$

quedando 50 g soluto / 550 g disolución y llevando a 100 g de solución

550 g disolución _____ 50 g soluto

100 g disolución _____ $\times = 9,09$ g soluto / 100 g disolución = 9,09 % m / m

4. Una solución acuosa de cierta sal orgánica se conforma con 32 g de soluto en 240 ml de solución obteniéndose una densidad de $1,06 \text{ g/cm}^3$, expresar su concentración en:

- % m / V
- % m / m
- g soluto / 1 kg disolución

d. g soluto / 1 kg disolvente

Resolución

a) con los datos se tiene 32 g soluto / 240 ml disolución y como 1 ml es equivalente a 1 cm³, se puede escribir 32 g soluto / 240 cm³; para resolver se lo debe llevar a 100 cm³

240 cm³ disolución _____ 32 g soluto

100 cm³ disolución _____ x = 13,33 g soluto / 100 cm³ disolvente
= 13,33 % m / V

b) partiendo de 32 g soluto / 240 cm³ se halla la masa de solución usando la densidad

$$\delta = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \delta \cdot V = 1,06 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 240 \text{ cm}^3 = 254,4 \text{ g}$$

es así que se tiene 32 g soluto / 254,4 g solución, luego se lo expresa por 100 g disolución

254,4 g disolución _____ 32 g soluto

100 g disolución _____ x = 12,57 g soluto / 100 g disolución = 12,57 %
m / m

c) teniendo 12,57 g soluto en 100 g disolución, se pasa a 1000 g disolución (1 kg)

100 g disolución _____ 12,57 g soluto

1000 g disolución _____ x = 125,7 g soluto / 1000 g disolución =
125,7 g soluto / 1 kg disolución

d) si 12,57 g soluto están en 100 g disolución, usando $m_{\text{disolución}} = m_{\text{soluta}} + m_{\text{disolvente}}$; despejando $m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}} - m_{\text{soluta}} = 100 \text{ g} - 12,57 \text{ g} = 87,43 \text{ g}$ disolvente, luego se lo lleva a 1000 g disolvente (1 kg)

87,43 g disolvente _____ 12,57 g soluto

1000 g disolvente _____ x = 143,7 g soluto / 1000 g disolvente =
143,7 g soluto / 1 kg disolvente

5. ¿Qué volumen de una solución de nitrato de potasio al 18 % m/m contiene 50 g de soluto siendo la densidad de la solución 1,17 g/cm³ a 20 °C ?

Resolución

Si la concentración es del 18 % m / m se tiene 18 g soluto en 100 g disolución, luego

18 g soluto _____ 100 g disolución

50 g soluto _____ x = 277,77 g disolución

a la masa de solución hallada se la expresa como volumen usando la densidad

$$\delta = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\delta} = \frac{277,77 \text{ g}}{1,17 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 237,41 \text{ cm}^3$$

o sea, 237,41 cm³ de solución contienen 50 g de soluto.

6. Calcular la molaridad de una disolución que contiene 20 g de nitrato de sodio disuelto en a 20 ml de disolución.

7. Calcular la masa de soluto presente en cada una de las disoluciones siguientes :

A) 500 ml de HCl 6 M

B) 5 litros de CaCl₂ 0,5 M

C) 2 litros de H₃PO₄ 0.40 M

D) 100 mL de Ca(OH)₂ 0.05 M

E) 127 ml de AgNO₃ 0.40 M

8. ¿Cuántos gramos de solución al 15 % p/p de NaCl se necesita para extraer 39 g de NaCl?

- a. 38.4 g
- b. 260 g
- c. 325 g
- d. 145 g
- e. 25 g

9. ¿Cuántos gramos de agua deberán usarse para disolver 150 g de NaCl para producir una solución al 20% p/p?

- a. 600 g de H₂O
- b. 750 g de H₂O
- c. 13.3 g de H₂O
- d. 10.66 g de H₂O
- e. Ninguna de las anteriores

10. ¿Cuántos gramos de Ca(NO₃)₂ están contenidos en 175 mL de solución al 18.5 % p/v?

- a. 105 g
- b. 323.7 g

- c. 39.8 g
d. 10.5 g
e. 32.3 g
11. ¿Cuántos mL de acetona se debe agregar a 250 mL de agua para que la solución resulte al 15 % v/v?
a. 60.5 mL
b. 27.7 mL
c. 37.5 mL
d. 2.77 mL
e. falta datos para resolver el problema.
12. Calcular el % p/p de una solución que contiene 10.8 g de NaNO_3 en 400 g de agua.
a. 40 % p/p
b. 2.62 % p/p
c. 2.7 % p/p
d. 27% p/p
e. 26.2 % p/p
13. Se mezclan 25 mL de propanol con 55 mL de CCl_4 . calcular el % v/v
a. 4.45 % v/v
b. 31.25 % v/v
c. 45.45 % v/v
d. 20% v/v
e. Ninguna de las anteriores
14. Se disponen de 0.05 L de etanol. Calcular el volumen de solución al 30 % v/v.
a. 16.6 mL
b. 60 mL
c. 0.166 mL
d. 166.6 mL
e. Ninguna de las anteriores
15. Se disuelven 7 g de CuSO_4 en 53 g de agua. Calcular la concentración en % p/p
a. 85.7 % p/p
b. 4.2 % p/p
c. 11.6 % p/p
d. 13.20 % p/p
e. Ninguna de las anteriores
16. ¿cuál es la cantidad de AgNO_3 necesaria para preparar 30 mL de solución al 3 % p/v
a. 0.9 g

- b. 3 g
 - c. 10 g
 - d. 0.8 g
 - e. Ninguna de las anteriores.
17. Se disuelven 45 g de NaNO_3 en 300 mL de agua, obteniéndose 321 mL de solución. ¿Cuál es la concentración en % p/p y % p/v?
- a. 12% p/p y 13 % p/v
 - b. 13 % p/p y 12 % p/v
 - c. 14 % p/p y 13 % p/v
 - d. 14 % p/p y 12 % p/v
 - e. 13 % p/p y 14 % p/v
18. ¿Cuántos gramos de NaNO_3 son necesarios para preparar 50 mL de una solución al 7 %p/v?
- a. 40 g
 - b. 35 g
 - c. 3.5 g
 - d. 20 g
 - e. 15 g
19. ¿Cuántos gramos de BaCl_2 son necesarios para preparar 125 g de solución al 12 % p/p?
- a. 15 g
 - b. 30 g
 - c. 75 g
 - d. 125 g
 - e. 1.5 g
20. ¿Cuántos gramos de una sal deberá disolverse en 315 g de agua para darnos una solución al 25 % p/p?
- a. 215 g
 - b. 325 g
 - c. 105 g
 - d. 59 g
 - e. Ninguna de las anteriores
21. Calcular el número de moles y de gramos de ácido sulfúrico presente en 200 mL ácido sulfúrico 0.20 M.
22. Disolvemos 4.95 g de cloruro de níquel(II) en 500 mL en agua. Calcular la molaridad de la disolución que resulta.

23. Si mezclamos 3.65 litros de NaCl 0.105 M con 5.11 L de NaCl 0.162 M, y suponemos que los volúmenes son aditivos (no siempre lo son) , calcula la molaridad de la disolución resultante.
24. Si tomamos 5 ml de disolución 18 M de ácido sulfúrico y la diluimos con agua hasta formar un litro , calcula la molaridad de la nueva disolución.
25. Calcula la molaridad de una disolución, la cual hemos preparado agregando agua a 5 mL de otra disolución 12 M de HCl hasta un volumen total de 250 mL
26. Queremos preparar 500 mL de una disolución 0.50 M de amoníaco diluyendo con agua una disolución concentrada 10.84 M ¿Qué volumen de disolución concentrada hemos de tomar ?
27. Calcula la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico que tiene una densidad de 1.25 kg/L y una concentración en riqueza en peso del 32 %.
28. Calcula la concentración en gramos por litro y la molaridad de una disolución de HCl en agua de un 20 % en peso de soluto y cuya densidad es de 1.10 g/ml.
29. Calcula la concentración en gramos por litro y la molaridad de una disolución de sal de cocina, que contiene un 26 % de sal y tiene una densidad de 1.20 kg/L.
30. Calcula la concentración en gramos por litro y la molaridad de una disolución de amoníaco, que conté un 26 % de amoníaco y té una densidad de 0.904 kg/L.
31. Una disolución de ácido nítrico del 40 % en peso y densidad 1.25 g/ml ¿Qué molaridad tiene ? ¿Cuántos gramos por litro de soluto contiene?
32. Cuántos gramos hemos de tomar d' una disolución de ácido nítrico del 40 % en peso y densidad 1.25 g/ml para obtener 63 gramos de ácido nítrico ?
33. Qué volumen de ácido nítrico del 40 % en peso y densidad 1.25 g/ml hemos de tomar para obtener 2 moles de ácido nítrico ?
34. Se quiere preparar 10 litros de disolución de ácido sulfúrico 3 M, y se dispone de disolución de ácido sulfúrico del 92.77 % en peso y densidad 1.83 g/ml . Qué volumen debemos utilizar ?
35. Hemos de preparar medio litro de disolución 0.50 M de ácido nítrico y disponemos de una disolución del 34 % en peso y densidad 1.21 kg/l ; qué habrá que utilizar ?

36. Queremos preparar 250 ml de una disolución 0.25 M de ácido clorhídrico, y disponemos de una disolución concentrada del 40 % en peso y densidad 1.20 kg/l de ese ácido. ¿Cómo hemos de actuar ?

FORMULACIÓN ORGÁNICA

I. Escribe el nombre de los siguientes compuestos orgánicos

1. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$
2. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$
3. $\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{OH} \\ & & \text{OH} & & & & \text{OH} & & & & \end{array}$
4. $\begin{array}{ccccccc} & & \text{CH}_3 & & & & \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ & & | & & & & | \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{OH} \end{array}$
5. $\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH} & = & \text{CH} & - & \text{OH} \\ & & & & \text{CH}_2 - \text{CH}_3 & & & & \end{array}$
6. $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{OH} \end{array}$
7. $\begin{array}{cc} \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ | \quad | \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$
8. $\begin{array}{ccccccc} & & \text{CH}_3 & & \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ & & | & & | \\ \text{CH}_2 = \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & - & \text{OH} \end{array}$
9. $\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} = \text{CH} & - & \text{OH} \\ & & & & \text{OH} & & \text{OH} & & & & & & \end{array}$
10. $\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & - & \text{C} = \text{C} & - & \text{CH} & - & \text{OH} \\ & & & & \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 & & \end{array}$
11. $\begin{array}{c} \text{COOH} - \text{COOH} \\ | \\ \text{OH} \end{array}$
12. $\begin{array}{ccccccc} \text{COOH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & \text{CH}_2 - \text{CH}_3 & & \end{array}$
13. $\begin{array}{ccccccc} & & \text{CH}_3 & & & & \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ & & | & & & & | \\ \text{COOH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{COOH} \end{array}$
14. $\begin{array}{ccccccc} \text{COOH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} = \text{CH} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 & & \end{array}$

15. $\text{CH}_3 - \text{CHO}$
16. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$
17. $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CHO}$
18. $\text{CH}_3 - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{CH}_2 - \text{CH}_3}{\text{CH}_2}} - \text{CH} - \text{CH} - \text{CHO}$
19. $\text{CH}_3 - \underset{\text{CHO}}{\text{CH}} - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \underset{\text{CH}_2 - \text{CH}_3}{\text{CH}_2} - \text{CH} - \text{COOH}$
20. $\text{CHO} - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3}{\text{CH}_2} - \text{CH} - \text{CHO}$
21. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_3$
22. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_3$
23. $\text{CH}_3 - \overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}} - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
24. $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$
25. $\text{COOH} - \underset{\text{COOH}}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$
26. $\text{COOH} - \text{CH}_2 - \underset{\text{OH}}{\text{CH}_2} - \overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{CHO}}{\text{CH}}} - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$
27. $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
28. $\text{COOH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
29. $\text{CH}_3 - \text{OH}$
30. $\text{CH}_3 - \text{CHO}$

II. Escribe la fórmula de los siguientes compuestos orgánicos

1. Alcohol metílico

2. Propanodiol
3. ácido 3,4,6,7 tetrametil decanodioico
4. Benzeno
5. dietilcetona
6. 3- metil 4 propilhexanal
7. butanona
8. 3,4 dimetil 2 pentanona
9. 2 metilpentanol
10. 2,4 heptanodiol
11. Alcohol etílico
12. 2,4,5,7 tetrametil 6 nonen 4 ol
13. propanotriol
14. 2 hidroxil pentanal
15. ácido butanoico
16. ácido fórmico
17. ácido acético
18. Propanona
19. Etino
20. 2,3,4 trimetil heptanal
21. ácido 5 metil octanodioico
22. dimetilcetona
23. 3,8 dietil 5,6 decanodiol
24. 3 penten 2 ol

FORMULACIÓN INORGÁNICA

Nivel inicial

I. Escribe la fórmula a los siguientes compuestos

1. Ácido clorhídrico
2. Yoduro de hidrógeno
3. óxido de estroncio
4. hidruro de aluminio
5. sulfuro de hidrógeno
6. oxido de potasio
7. anhídrido hipoyodoso
8. ácido bromhídrico
9. oxido de bario
10. hidruro de cesio
11. óxido aurico
12. anhídrido hiposelenioso

13. anhídrido sulfuroso
14. oxido de calcio
15. hidruro de plata
16. agua
17. trihidruro de hidrógeno
18. anhídrido peryódico
19. anhídrido sulfúrico
20. telenuro de hidrógeno.
21. oxido de oro (I)
22. oxido de cobalto (III)
23. oxido nitroso
24. oxido de cadmio

II. Escriba el nombre de los siguientes compuestos:

1. HF
2. HgO
3. CaH₂
4. CO₂
5. Rb₂O
6. I₂O
7. SO₃
8. Br₂O₇
9. As₂O₅
10. Na₂O
11. ZnO
12. PtO₂
13. SiO₂
14. CsH
15. HI
16. CdH₂
17. HCl
18. I₂O
19. CuO
20. Au₂O₃
21. LiH
22. SO₂
23. HSe
24. Cl₂O₃

Nivel medio

Escriba el nombre del compuesto en Stock y tradicional

1. Ba(NO₃)₂
2. Cs₂SO₄
3. Al₂(SiO₃)₃

4. KNO_3
5. Na_2SO_4
6. KIO_3
7. NaBrO_3
8. $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$
9. H_2S
10. Mn_2O_7
11. Ag_3PO_4
12. SrH_2

Escribe la fórmula a los siguientes compuestos:

1. Cloruro de potasio
2. sulfato de calcio
3. anhídrido carbónico
4. perclorato de estroncio
5. nitrato cadmico
6. yodito potásico
7. hipobromito de sodio
8. óxido férrico
9. silicato áurico
10. Nitrito alumnínico
11. Ortofosfato cobaltico
12. permanganato níquelico

www.yoquieroaprobar.es