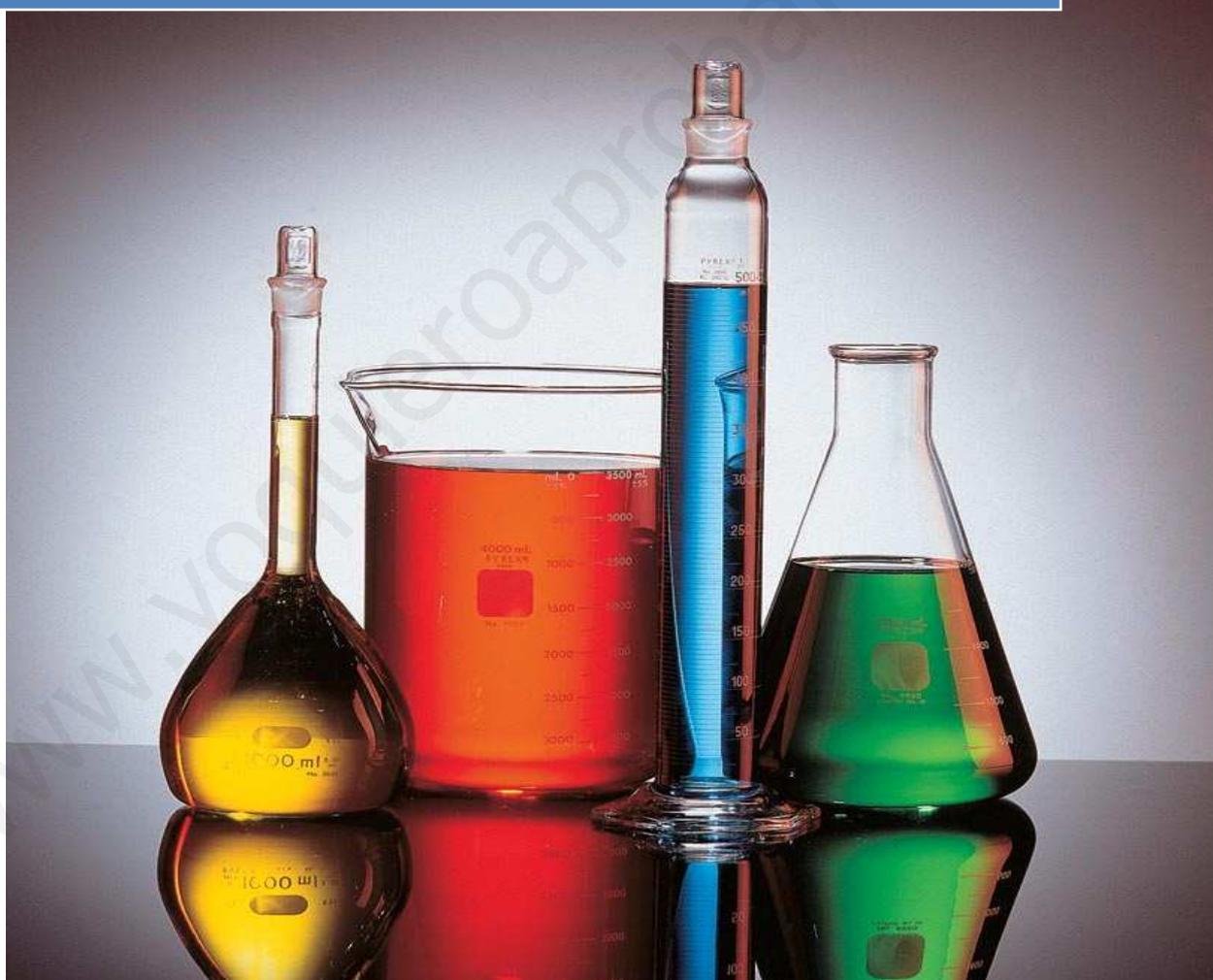


2009/2010

**ACTIVIDADES DE SÍNTESIS
FÍSICA Y QUÍMICA
3º ESO**



UNIDAD DIDÁCTICA 2: ESTRUCTURA DE LA MATERIA

1. ¿Qué explica el modelo atómico de Dalton?
 - a) La materia está constituida por átomos
 - b) Los átomos tienen un núcleo muy pequeño donde se concentra casi toda la masa
 - c) Los fenómenos eléctricos
 - d) Ninguna de las otras respuestas

2. ¿Qué explica el modelo atómico de Thomson?
 - a) La materia no está constituida por átomos.
 - b) Los átomos tienen un núcleo muy pequeño donde se concentra casi toda la masa.
 - c) Los fenómenos eléctricos.
 - d) Ninguna de las otras respuestas.

3. Señala las afirmaciones correctas.
 - a) Rutherford descubrió que el átomo era prácticamente hueco.
 - b) Rutherford descubrió que casi toda la masa del átomo se encontraba alrededor de un núcleo muy pequeño y hueco.
 - c) Rutherford descubrió la existencia de neutrones.
 - d) Rutherford descubrió la existencia de electrones.

4. Señala las afirmaciones correctas.
 - a) En valor absoluto, la carga de un electrón y de un protón son iguales.
 - b) La carga de un protón y de un neutrón son iguales en valor absoluto.
 - c) El protón tiene carga negativa.
 - d) La masa de un neutrón y de un protón son muy diferentes.
 - e) La masa de un electrón es muy superior a la de un neutrón.

5. ¿Dónde se encuentra cada partícula subatómica?
 - a) El electrón se encuentra en el núcleo.
 - b) El neutrón se encuentra en la corteza.
 - c) El electrón se encuentra en el núcleo.
 - d) El protón se encuentra en la corteza

6. Distribución de la carga eléctrica en el átomo.
 - a) La carga eléctrica del núcleo es positiva.
 - b) La carga eléctrica del núcleo es negativa.
 - c) La carga eléctrica de la corteza es positiva.
 - d) La carga eléctrica de la corteza es neutra.

7. Átomos. Definiciones:

(1) _____ es el número de (2) _____ que contiene el núcleo, coincide con el número de (3) _____ sólo si el átomo es neutro.

Los (4) _____ se caracterizan por su número atómico; es decir, por el número de (5) _____ del núcleo. Átomos con diferente número de protones pertenecen a elementos (6) _____.

(7) _____ es el número de nucleones del núcleo atómico; es decir, la suma total de (8) _____ y (9) _____ del núcleo.

Átomos de un mismo elemento que tienen diferente número de (10) _____ se denominan isótopos de dicho elemento. Los isótopos de un elemento siempre tienen el mismo número de (11) _____.

8. Átomos: Definiciones:

Se llama masa atómica de un elemento a la masa de uno de sus

(1) _____ medida en (2) _____.

La unidad de masa atómica se ha tomado como la (3) _____ parte de la masa de carbono-12

iones son átomos que ha perdido o ganado (4) _____ quedando cargados eléctricamente.

Los iones que han perdido electrones serán iones (5) _____, también llamados (6) _____.

Los iones que han ganado electrones serán iones (7) _____, también llamados (8) _____.

aniones átomos cationes doceava electrones negativos positivos unidades de masa atómica

9. Átomos: Definiciones:

Lo átomos del mismo elemento siempre tendrán el mismo (1) _____ pero puede variar su (2) _____.

Átomos del mismo elemento que tienen diferente número de electrones se denominan (3) _____.

Átomos del mismo elemento que tienen diferente número de neutrones se denominan (4) _____.

La masa atómica de un (5) _____ es el promedio de las masas de los (6) _____ según su abundancia en la naturaleza.

elemento iones isótopos isótopos número atómico número másico

10. Tenemos dos isótopos de un mismo elemento. El primero tiene de número másico 35 y el segundo de número másico 37. El primero es neutro. El segundo es un anión con carga -1 que tiene 18 electrones. Rellena el número de partículas de cada isótopo:

a) Isótopo primero: (1) _____ protones, (2) _____ electrones, (3) _____ neutrones.

b) Isótopo segundo: (4) _____ protones, (5) _____ electrones, (6) _____ neutrones.

11. Si el número atómico es 17:

- a) El átomo tendrá (7)_____ electrones si el átomo es neutro.
- b) El átomo tendrá (8)_____ electrones si el átomo tiene de carga +2.
- c) El átomo tendrá (9)_____ electrones si el átomo tiene de carga -2.

12. Rellena lo que falta:

- a) Si un átomo tiene de carga +3 y contiene 25 electrones, su número atómico es (10)_____.
- b) Si un átomo tiene de carga -2 y contiene 15 electrones, su número atómico es (11)_____.
- c) Si un átomo es neutro y contiene 35 electrones, su número atómico es (12)_____.

13. Si el número atómico es 17:

- a) El átomo tendrá 17 electrones si el átomo es neutro.
- b) El átomo tendrá 15 electrones si el átomo tiene de carga +2.
- c) El átomo tendrá 19 electrones si el átomo tiene de carga -2.

14. Rellena lo que falta:

- a) Si un átomo tiene de carga +3 y contiene 25 electrones, su número atómico es 28.
- b) Si un átomo tiene de carga -2 y contiene 15 electrones, su número atómico es 13.
- c) Si un átomo es neutro y contiene 35 electrones, su número atómico es 35.

15. El hierro tiene de número atómico 26 y de número másico 55. Las partículas del átomo neutro son:

- a) Número de protones (1)_____.
- b) Número de electrones (2)_____.
- c) Número de neutrones (3)_____.

17. El plomo (Pb) tiene de número atómico (Z) 82 y de número másico (A) 207. Las partículas del átomo neutro son:

- a) Número de protones (4)_____.
- b) Número de electrones (5)_____.
- c) Número de neutrones (6)_____.

18. El Cs (cesio) tiene $Z=55$ y $A=132$. Las partículas del átomo neutro son:

- a) Número de protones (7)_____.
- b) Número de electrones (8)_____.
- c) Número de neutrones (9)_____.

Escriba aquí la ecuación.

19. El hierro tiene de número atómico 26 y de número másico 55. Las partículas del átomo neutro son:

- a) Número de protones 26.
- b) Número de electrones 26.
- c) Número de neutrones 29.

20. El plomo (Pb) tiene de número atómico (Z) 82 y de número másico (A) 207. Las partículas del átomo neutro son:

- a) Número de protones 82.
- b) Número de electrones 82.
- c) Número de neutrones 125.

21. El Cs (cesio) tiene $Z=55$ y $A=132$. Las partículas del átomo neutro son:

- a) Número de protones 55.
- b) Número de electrones 55.
- c) Número de neutrones 77.

22. Tenemos el elemento $^{195}_{78}\text{Pt}$. Rellena los huecos:

- a) $Z =$ _____
- b) $A =$ _____
- c) Número de protones: _____
- d) Número de electrones: _____
- e) Número de neutrones: _____

22. Tenemos el elemento $^{137}_{56}\text{Ba}$. Rellena los huecos:

- a) $Z =$ _____
- b) $A =$ _____
- c) Número de protones: _____
- d) Número de electrones: _____
- e) Número de neutrones: _____

23. Tenemos el siguiente ion $^{126}_{53}\text{I}^{1-}$. Rellena los huecos:

- a) $Z =$ (1) _____
- b) $A =$ (2) _____
- c) Número de protones: (3) _____
- d) Número de electrones: (4) _____
- e) Número de neutrones: (5) _____

24. Tenemos el siguiente ion $^{313}_{5}\text{P}^{-1}$. Rellena los huecos:

- a) Z = (6) _____
- b) A = (7) _____
- c) Número de protones: (8) _____
- d) Número de electrones: (9) _____
- e) Número de neutrones: (10) _____

25. Tenemos el siguiente ion $^{19}_{7}\text{V}^{3+}$. Rellena los huecos:

- a) Z = (11) _____
- b) A = (12) _____
- c) Número de protones: (13) _____
- d) Número de electrones: (14) _____
- e) Número de neutrones: _____

26. Explica el modelo atómico propuesto por Thomson en 1898.

27. Explica como realizó su famoso experimento Rhutherford en 1911. ¿Cuáles fueron sus conclusiones?

28. Define los siguientes conceptos:

- a) Número atómico

- b) Número másico

- c) Electrón

- d) Protón

- e) Neutrón

- f) Ion

- g) Isótopo

29. ¿Qué es la masa atómica relativa de un elemento químico? ¿Tiene algo que ver con los isótopos? Razona tu respuesta.

30. El cobre existe en la naturaleza en dos isótopos de masa 63 u y 65 u. La abundancia relativa de cada uno es 69.09 % y 30.91 % respectivamente. Calcula la masa atómica del cobre.

31. Sabiendo que el elemento plata, de masa atómica 107.87 u está formado por dos isótopos de masa 108,90 u y 106.91 u, calcula la abundancia relativa de cada uno en la corteza terrestre.

32. Si la masa atómica del boro es 10.81 u y sabemos que tiene dos isótopos, uno de ellos de masa atómica 10 u, con una abundancia del 19 %, calcula la masa atómica del segundo isótopo.

33. El litio tiene dos isótopos en la Tierra de números másicos 6 y 7. Sabiendo que la abundancia del primero es 7.42 %, calcula la masa atómica de este elemento.

34. El magnesio tiene tres isótopos estables en la naturaleza. Se trata de los átomos de Mg-24, Mg-25 y Mg-26, y sus abundancias relativas son respectivamente, 78.7%, 10.1% y 11.2%. Calcula la masa atómica del elemento magnesio.

35. El neón tiene dos isótopos, uno de masa 20 y otro de masa 22. Calcula sus proporciones si la masa atómica del elemento es 20.02 u en la corteza terrestre.

36. Indica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) El término átomo fue enunciado por Demócrito.
- b) Los denominados alquimistas fueron antiguos químicos.
- c) Robert Boyle estudió las propiedades de los gases.
- d) Dalton determinó las masas atómicas de algunos elementos.

37. Indica si las siguientes sustancias son elementos, compuestos o mezclas:

- a) Dióxido de carbono.
- b) Madera
- c) Vino
- d) Arena
- e) Alcohol etílico
- f) Amoníaco
- g) Lejía
- h) Humo
- i) Oro
- j) Aire
- k) Agua
- l) Zumo de naranja
- m) Hierro
- n) Aspirina

38. Un átomo tiene 30 protones y 35 neutrones. Indica sus números atómico y másico, así como los electrones que tendrá.

39. Completa la siguiente tabla:

Átomo	Z	A	Protones	Electrones	Neutrones
	8	18			
	10				12
		3			2
				7	7
P				15	16
I	53	127			
Ga			31		39
Zn		65		30	
F ⁻			9		10
Ca ²⁺				18	40
N ³⁻	7	14			
Cs ⁺		153	55		
Fe ³⁺				23	30

ACTIVIDADES DE AMPLIACIÓN. UNIDAD 2

40. ¿Quién eran los alquimistas?
41. ¿Cuáles eran los componentes básicos de la materia según Dalton?
42. ¿Qué científico pensó que la materia debía contener partículas con propiedades eléctricas?
43. ¿Qué investigadores descubrieron los electrones y los protones?
44. ¿Quién descubrió los neutrones? ¿Por qué su descubrimiento tardó varios años en producirse?
45. ¿Cuáles son los modelos atómicos estudiados durante el curso?
46. Haz un dibujo del átomo de Thomson.
47. ¿Qué descubrimiento hace que la esfera propuesta por Thomson no sea válida?
48. ¿Cuál fue la experiencia que llevo a Rutherford a enunciar un nuevo modelo atómico?
49. ¿Qué les ocurría a las partículas que lanzaba contra las láminas de oro? ¿Qué observó raro en el experimento?
50. ¿A qué conclusiones llegó Rutherford? Haz un esquema del átomo según este científico.
51. ¿Qué partícula atómica no puede variar en un átomo?

52. Indica la diferencia entre número másico y número atómico.
53. Si un átomo neutro tiene 14 protones y 14 neutrones: ¿Cuántos electrones tendrá? ¿Cuál será su número atómico? ¿Y su número másico?
54. Dibujar un átomo tal que $Z = 11$ y $A = 21$, utilizando el modelo de Rutherford.
55. ¿Puede tener un átomo menos neutrones que protones? Buscar un ejemplo en la tabla periódica de los elementos químicos.
56. Indicar el número de partículas atómicas de los siguientes átomos: ${}_{15}^{31}\text{P}$, ${}_{12}^{24}\text{Mg}$, ${}_{56}^{130}\text{Ba}$.
57. Un átomo neutro con 10 protones pierde 2 electrones: ¿En qué se transforma? ¿Sigue siendo el mismo elemento químico? ¿Mantiene el mismo número atómico?
58. Un átomo neutro con 16 protones gana 2 electrones: ¿En qué se transforma? ¿Sigue siendo el mismo elemento químico?
59. Indica el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes átomos: ${}_{7}^{14}\text{N}^{3-}$, ${}_{13}^{27}\text{Al}^{3+}$, ${}_{29}^{64}\text{Cu}^{2+}$, ${}_{79}^{197}\text{Au}^{1+}$.
60. Sabiendo que un átomo neutro contiene 36 protones y 47 neutrones, indica sus números másico y atómico, así como los electrones que presenta.
61. El átomo de azufre tiene 16 protones y su número másico es 32. Calcular cuántos neutrones y electrones contiene.
62. ¿Por qué las masas atómicas de los elementos son decimales si contienen un número entero de partículas?
63. El cloro tiene dos isótopos, el ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ y el ${}_{17}^{37}\text{Cl}$, que se presentan en la naturaleza con una abundancia del 75.5% y del 24.5%, respectivamente. Calcular la masa atómica relativa del cloro y compararla con la de la tabla periódica.
64. Averiguar la masa atómica media del litio sabiendo que, en estado natural, este elemento se presenta en un 7.42% de isótopo de masa atómica relativa 6 y un 92.58% de isótopo de masa atómica relativa 7.
65. El magnesio natural se presenta según tres isótopos: el primero de masa atómica relativa 24 y abundancia 78.70%, el segundo de masa atómica relativa 25 y abundancia 10.13% y el tercero de masa atómica 26 y abundancia 11.17%. Hallar la masa atómica relativa media del magnesio y compararla con la de la tabla periódica.

6. ¿En qué se diferencian las sustancias cuyos elementos se hallan unidos mediante enlace covalente de aquellas cuyos elementos se unen mediante enlace iónico?

7. Indica qué tipo de enlace mantiene unidos a los átomos de las siguientes sustancias: O_2 , $NaCl$, Fe , NH_3 , Hg , ZnS .

8. Calcula la masa molecular de las siguientes sustancias:

a) $ClNa$

b) KH

c) Fe_2O_3

d) CO_2

e) CH_4

f) H_2SO_4

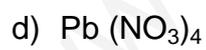
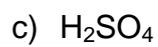
g) $Fe(OH)_3$

h) H_3PO_4

i) $K_2(CO_3)$

j) $Fe_2(SO_4)_3$

9. Calcula la composición centesimal de las siguientes sustancias:



e) $K_2Cr_2O_7$

f) PbO_2

g) $NaClO$

www.yoquieroaprobar.es

h) Na_2CO_3

i) CdSO_4

j) K_2CrO_7

www.yoquieroaprobar.es

10. Indica las propiedades de los metales y de los no metales.

11. Explica cómo se organizan los elementos químicos en la tabla periódica.

12. Completa la siguiente tabla periódica con todos los elementos químicos que la forman:

13. ¿Dónde se sitúan los elementos químicos metálicos en la tabla periódica? ¿Qué propiedades físicas tienen estos elementos?

14. ¿Dónde se sitúan los elementos químicos no metálicos en la tabla periódica? ¿Qué propiedades físicas tienen estos elementos?

19. Indicar dos elementos boroideos

20. ¿Qué tipo de moléculas forman los elementos halógenos?

21. ¿Por qué se llaman así los gases nobles?

22. Buscar cinco elementos que en su estado natural sean gases.

23. Buscar dos elementos que en su estado natural sean líquidos.

24. Buscar cinco elementos que en su estado natural sean sólidos.

25. Buscar cinco elementos metálicos y cinco no metálicos.

26. El hidrógeno, ¿es un metal o un no metal? Justificar la respuesta.

27. Buscar dos elementos que formen iones divalentes y otros dos que formen iones trivalentes.

28. ¿Cómo se denomina a las filas del sistema periódico? ¿Cuántos hay?

29. ¿Cómo se denomina a los grupos del sistema periódico? ¿Cuántos hay?

30. ¿Cuáles son los elementos representativos? ¿Y los de transición?

31. ¿Cuándo es más metálico un elemento químico?

32. Escribir los símbolos de los siguientes elementos químicos: Potasio, calcio, magnesio, aluminio, hierro, carbono, flúor, helio, argón, cloro, cromo, manganeso, bario, boro, nitrógeno, hidrógeno, rubidio, cobre, oro, plata, cobalto, litio y zinc y sitúalos en la tabla periódica siguiente:

33. Escribe el nombre y el símbolo de 10 elementos del período 4.

34. Escribe el nombre y el símbolo de los elementos del grupo 15.

35. Escribir los símbolos de los elementos químicos de los grupos 5, 7, 11 y 18.

36. ¿Por qué se unen los átomos para formar compuestos químicos?

37. Definir enlace químico

38. Describir brevemente cada uno de los tipos de enlace estudiados durante el curso.

39. ¿Qué diferencia existe entre un cristal metálico y uno iónico?

40. Escribir tres moléculas formadas por enlace covalente.

41. Calcula la masa molecular y la composición centesimal de las siguientes moléculas: NaOH, CaH, H₂SO₄, Fe(NO₃)₂ y CuCO₃.

42. Definir óxido y buscar tres ejemplos.

43. Definir hidruro y buscar tres ejemplos.

44. Definir sal binaria y buscar tres ejemplos.

45. Definir hidróxido y buscar tres ejemplos.

46. Definir ácido oxoácido y buscar tres ejemplos.

47. Definir sal oxisal y buscar tres ejemplos.

UNIDAD DIDÁCTICA 4: LA MATERIA. ESTADOS DE AGREGACIÓN

1. Definir materia.
2. ¿Qué significa “estado de agregación”?
3. ¿Cuáles son los estados de agregación? Poner ejemplos
4. ¿Se puede diferenciar un tipo de sustancia de otro midiendo su masa? ¿Y conociendo su dureza y su brillo? Responder razonadamente.
5. Poner tres ejemplos de sistemas materiales e identificar mediante algunas propiedades específicas las sustancias de que están hechos.

10. ¿En qué se basa la teoría cinético-molecular para explicar el comportamiento de la materia y los estados de agregación?

11. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas? Razonar las respuestas.

- a) La materia en cualquier estado tiene masa.
- b) La materia en cualquier estado tiene volumen fijo.
- c) La materia en cualquier estado tiene forma propia.
- d) La materia en cualquier estado ocupa un lugar en el espacio.

12. Interpretar desde la teoría cinética el hecho de que líquidos y sólidos sean difícilmente compresibles.

13. Explicar, a partir de la teoría cinética, por qué la evaporación de un líquido es mayor si está contenido en un plato que si está en un vaso.

14. Un recipiente cúbico hueco tiene 0.8 cm de arista. ¿Cabe 1 ml de agua dentro de él?

15. Rellenar la siguiente tabla:

PROPIEDADES	SÓLIDOS	LÍQUIDOS	GASES
Volumen			
Forma			
Compresibilidad			
Expansibilidad			
Grado de libertad			
Disposición de partículas			

16. ¿Cuántos tipos de sólidos se pueden encontrar en la naturaleza?

17. ¿Cuáles son las variables que definen el estado de un gas? ¿Qué relaciones se encuentran entre esas variables?

18. ¿Qué es un cambio de estado?

19. Cuando un sistema material cambia de estado, ¿se modifica su masa? ¿Y su volumen?:

20. Calentando en un tubo de ensayo cristales de yodo se observa en su boca unos vapores de color característico. Indicar qué ha sucedido.

21. La temperatura de fusión del estaño es 231.9°C . ¿A qué temperatura se encuentra cuando apenas queda una porción de estaño sólido sobre el estaño fundido?

22. ¿Cómo se puede saber cuándo se está produciendo un cambio de estado?

23. Hacer un esquema donde aparezcan todos los cambios de estado. Definir los cambios.

24. Dibuja la gráfica de calentamiento de un kilogramo de plomo que se encuentra inicialmente a 70°C y pasa a una temperatura final de 2000°C , sabiendo que su temperatura de fusión es: 327.4°C y la de ebullición es de 1725°C .

25. Dibuja la gráfica de enfriamiento de 500 gramos de estaño que se encuentra inicialmente a 700°C y pasa a una temperatura final de 10°C , sabiendo que su temperatura de fusión es: 231.9°C y la de ebullición es de 2270°C .

26. ¿Cómo explica la teoría cinético-molecular los cambios de estado?

27. Sabiendo que una esfera maciza de 3cm de radio tiene una masa de 12.3g, calcular la densidad del material.

28. ¿Qué volumen, medido en decímetros cúbicos, corresponde a 1 kg de oxígeno, 1 tonelada de platino, 1 saco de 50 kg de sal? Datos. Densidad de oxígeno: 0.0013 g/cm^3 ; densidad del platino: 21.4 g/cm^3 ; densidad de la sal: 2.16 g/cm^3 .

29. La densidad del oro es de 19.3 g/cm^3 . ¿Qué masa tiene un lingote de 20 cm x 15 cm x 10 cm?

30. Completa los datos de la siguiente tabla:

Sustancia	Densidad (Kg/m ³)	Masa (g)	Volumen (cm ³)
Hierro	$7,8 \cdot 10^3$	100	
Aluminio		2,7	1
Madera	860		10
Plata		105	10
Platino		2144	100
Mercurio	13600		150
Oxígeno		0,71	500

Indica los cálculos debajo de la tabla.

31. ¿Cuál será la densidad media de la Tierra si tiene un diámetro aproximado de 12700 km y su masa se estima en $6 \cdot 10^{24}$ kg?

32. Se quiere calcular la densidad de un aceite de oliva, para ello tomamos un vaso de cristal que tiene un determinado peso y un volumen de $50,7 \text{ cm}^3$ (calculado previamente con agua y un probeta). A continuación lo llenamos de aceite y lo volvemos a pesar. Por diferencia de pesos obtenemos una cantidad de $40,56$ gramos de aceite. Expresa la densidad en g/cm^3 y en unidades del SI.

33. El agua hierve a nivel del mar a $100 \text{ }^\circ\text{C}$. Si aumentamos la intensidad de la llama, ¿podremos conseguir que hierva a $120 \text{ }^\circ\text{C}$? Razona tu contestación.

34. Sabemos que la temperatura de ebullición del agua, a la presión atmosférica, es $100 \text{ }^\circ\text{C}$. Nos encontramos en una habitación donde hay una olla con agua a 60°C . ¿Puede haber agua en estado gaseoso en la habitación? Razónalo. Si la hubiera, ¿es que ha habido una ebullición a baja temperatura?

35. En una habitación tenemos un vaso (250 mL) lleno con 210 g de un determinado líquido. Calcula su densidad en unidades del Sistema internacional. Si calentáramos hasta que se convirtiera en gas, ¿qué pasaría con su masa? ¿Y con su volumen? ¿Y con su densidad?

36. Explica, según la Teoría cinético-molecular, el paso por el que las moléculas de gas contendías en un recipiente, se van transformando en líquido y luego en sólido.

UNIDAD DIDÁCTICA 5: DISOLUCIONES

1. Según la Física ¿Qué se entiende por sistema material?
2. ¿Qué diferencias existen entre mezclas homogéneas y heterogéneas?
3. ¿Cuándo se puede decir que una sustancia es un compuesto químico?
4. ¿Son los elementos químicos las sustancias más simples que se pueden encontrar en la naturaleza? Responder razonadamente.
5. ¿A qué tipo de mezclas se aplican métodos físicos para separar sus componentes?
6. ¿Cuántos tipos diferentes de partículas (átomos) se pueden distinguir en un elemento químico?

7. Pon ejemplos de mezclas y sustancias puras:

Mezcla heterogénea	Mezcla homogénea	Compuesto químico	Elemento químico

8. Clasificar los ejemplos siguientes en mezclas heterogéneas, disoluciones o sustancias puras: agua del grifo, agua destilada, diamante, natillas, arcilla, aire, dióxido de carbono, espuma de afeitar, bronce, carbón y mercurio.

9. Definir disolución.

10. ¿A qué componente de una disolución se llama disolvente? ¿Puede haber dos disolventes?

11. ¿A qué componente de una disolución se llama soluto? ¿Puede haber dos solutos en una disolución?

12. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas? Razonar las respuestas.

- Las disoluciones se clasifican en diluidas, concentradas y saturadas.
- Las disoluciones diluidas contienen mayor cantidad de soluto que las concentradas.
- Las disoluciones diluidas contienen una cantidad muy pequeña de soluto.
- Las disoluciones saturadas no pueden contener más cantidad de soluto.

13. Rellena la siguiente tabla:

DISOLVENTE	SOLUTO	EJEMPLO
GAS	GAS	
	LÍQUIDO	
	SÓLIDO	

14. ¿Cuáles son las disoluciones más frecuentes en la naturaleza? ¿Por qué?

15. ¿Qué debe ocurrir para que un sólido se disuelva en un líquido?

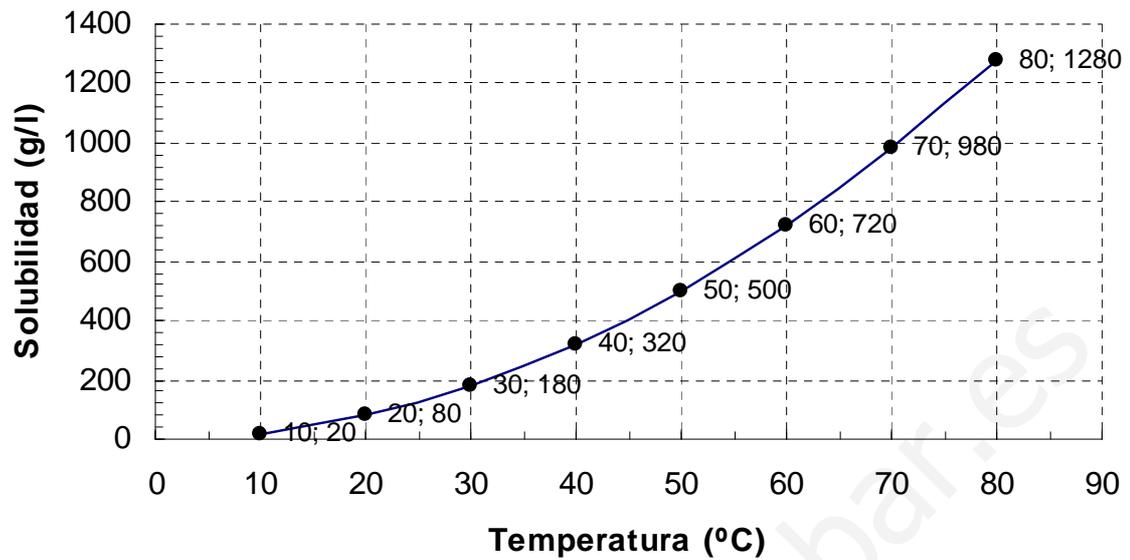
16. ¿Qué significa que dos líquidos son miscibles?

17. ¿Por qué es importante que haya disoluciones de un gas en un líquido?

18. ¿Qué es la solubilidad? ¿Qué relación existe entre solubilidad y disolución saturada?

19. ¿Qué influencia tiene la temperatura en la solubilidad?

20. Interpreta la siguiente curva de solubilidad de una sal sólida en agua:



21. ¿Qué mide la concentración de una disolución?

22. ¿De cuantas formas se puede expresar la concentración de una disolución?

23. ¿Qué es el porcentaje en masa? ¿Cómo se calcula?

24. ¿Qué es el porcentaje en volumen? ¿Cómo se calcula?

25. ¿Qué es g/l? ¿Cómo se calcula?

26. ¿Qué es la molaridad? ¿Cómo se calcula?

27. ¿Cómo se define mol?

28. ¿Qué es el número de Avogadro? ¿Qué valor toma?

29. ¿Cuántos moles hay en 100 gramos de cloro? ¿Y en 100 de sodio?

30. ¿Cuántas partículas hay en dos moles de cloro? ¿Y en dos de sodio?

31. ¿Qué cantidad de carbonato sódico (Na_2CO_3) contiene una disolución de 500cm^3 de este soluto en agua, si su concentración es 1M ?

32. ¿Cuántos gramos de una disolución de cloruro sódico (NaCl) al 10% en masa son necesarios para obtener 10g de NaCl puro?

33. Se prepara una disolución añadiendo 5g de NaCl a 20g de agua. Una vez disuelta, el volumen de la disolución es igual a 21.7ml. Calcular la concentración de la disolución en % en masa, g/l y molaridad.

34. Hallar la masa molecular del sulfato férrico $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ que habrá que disolver en agua para obtener 100ml de disolución 10M.

35. Calcular el % en volumen y la molaridad de una disolución preparada a partir de 5ml de alcohol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$) y 800g de agua suponiendo que las densidades son: alcohol 925g/l y agua 1000g/l.

36. Calcular el % en masa y la molaridad de una disolución de 10g de cloruro sódico en 800g de agua.

37. La concentración de una disolución de un soluto líquido de densidad 0.8g/ml y masa molecular 50g es 2M. Calcular el % en masa y en volumen, sabiendo que la densidad de la disolución se considera igual a la del agua: 1g/ml.

38. La coudina, que es un medicamento para los estado gripales, tiene una concentración de ácido acetilsalicílico del 32 % en masa. ¿Qué cantidad de ácido hay en un sobre de 450g?

39. El nitrógeno en el aire está en una concentración del 80 % en volumen. ¿Qué cantidad de nitrógeno ya en un aula cuyo volumen de aire es de 120 m^3 ?

40. En medio kilo de caldo se echan 2g de sal. ¿Cuál es la concentración en % en masa? Si se quiere el caldo menos salado, ¿qué habrá que hacer: diluir o concentrar la disolución?

41. Sabiendo que la densidad del agua con sal es de 1.3 kg/l , expresar en % en masa la concentración de una disolución de sal en agua de 10 g/l .

42. El vinagre es una disolución diluida de ácido acético en agua. Calcular qué cantidad de ácido acético hay en 500g de un vinagre con una concentración del 4% en masa.

43. En un experimento se midió la solubilidad del nitrato de potasio en función de la temperatura y se obtuvieron los datos mostrados en la tabla siguiente:

T (°C)	0	10	20	30	40	50
S (g soluto/100g agua)	12.2	17.9	27.8	40.1	59.3	80.2

- a) Representar la curva de solubilidad del nitrato de potasio.
b) Determinar la solubilidad del nitrato de potasio a 25°C.
c) Se pretende preparar una disolución a 20°C disolviendo 60 g de nitrato de potasio en 250ml de agua, ¿será posible?

44. Calcular la masa atómica de las siguientes sustancias: NaOH, HCl, Li₂O, CO₂, H₂O, HNO₃, H₂SO₄, CrO, CaCO₃, Fe(OH)₃, Ni₂O₃ y Al₂(SO₃)₃.

45. Definir decantación, filtración, cristalización y destilación, indicando a qué tipo de mezclas se aplican y dibujando el dispositivo experimental.

46. ¿Qué procedimiento sería el más adecuado para separar el azúcar de una disolución de agua y azúcar?

47. ¿Qué técnica de separación se podría utilizar para obtener agua pura a partir del agua de mar?

48. ¿Cuál es la función del refrigerante en la destilación?

49. Indicar cómo se separarían los componentes de una mezcla formada por: sal (sólido soluble en agua e insoluble en etanol), yodo (soluble en etanol y, además, sublima), hierro (propiedades magnéticas) y arena.

50. Indicar el procedimiento para separar los componentes de una mezcla formada por: Aceite, agua y sal.

51. Preparamos una disolución con 30 g de cloruro potásico (KCl) y 750 ml de agua. Calcula la concentración de dicha disolución expresada en % en masa.

52. Calcula la molaridad de una disolución de ácido clorhídrico (HCl) comercial que tiene una riqueza en masa del 30 % y una densidad de 1,19 g/mL.

53. Completa el siguiente cuadro:

	Masa soluto (g)	Volumen disolución (mL)	% Masa	g/L	M
KOH		500	1,15	15	
H ₂ SO ₄	15	150	1,25	8	

54. ¿Qué porcentaje en masa corresponde a una disolución formada por 45 g de cloruro sódico y 500 g de agua?

55. Se prepara una disolución formada por 50 g de nitrato sódico (NaNO_3), 100 g de cloruro potásico (KCl) y 250 mL de agua. Calcula el porcentaje en masa de cada uno de los componentes.

56. Tomamos 50 g de una disolución de cloruro sódico (NaCl) en agua al 40 % en masa. Si evaporamos todo el agua, ¿qué cantidad de agua hemos añadido y qué cantidad de sal obtendremos?

57. Una disolución de ácido nítrico (HNO_3) tiene 10 g de soluto en 250 mL de disolución. Calcula los moles de soluto y su concentración molar.

58. Representa la gráfica de solubilidad del nitrato potásico (KNO_3) en función de la temperatura:

Temperatura °C	10	20	30	40	60	70	80	90
Solubilidad (g/100 mL de agua)	20	32	45	59	93	105	130	160

¿Qué ocurre cuando aumentamos la temperatura? ¿A qué se debe este hecho? Razona las respuestas.

UNIDAD DIDÁCTICA 6: REACCIONES QUÍMICAS

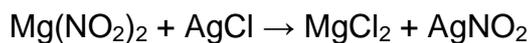
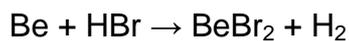
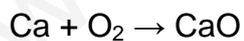
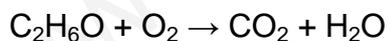
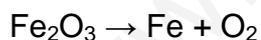
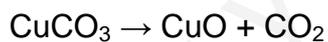
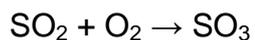
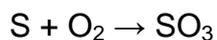
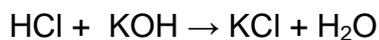
1. ¿Qué son las transformaciones químicas? ¿Y las físicas?
2. ¿Qué les ocurre a los enlaces químicos cuando se produce una reacción química?
3. ¿Cómo se define reacción química?
4. ¿Qué es una reacción química exotérmica? ¿Y una endotérmica?
5. ¿Cómo se representan las reacciones químicas?
6. ¿Qué es un reactivo? ¿Y un producto de una reacción?

7. Define el principio de conservación de la masa en las reacciones químicas.

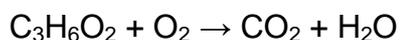
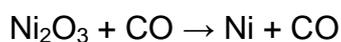
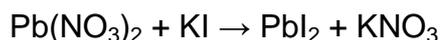
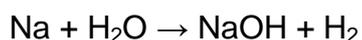
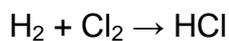
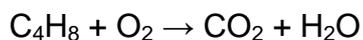
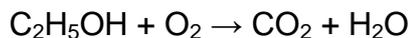
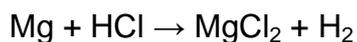
8. ¿Qué son los coeficientes estequiométricos?

9. ¿En qué consiste ajustar una reacción química?

10. Ajusta las siguientes reacciones químicas:



11. Ajusta las siguientes reacciones químicas:



12. ¿Qué valor tiene el número de Avogadro? ¿Qué significa ese número?

13. ¿Qué dice la ley de Avogadro?

14. ¿A cuántos gramos de una sustancia equivale un mol de la misma?

15. ¿A cuántas partículas de una sustancia equivale un mol de la misma?

16. El ácido clorhídrico (HCl) reacciona con el potasio (K) dando cloruro de potasio (KCl) e hidrógeno (H₂). Escribir y ajustar la reacción química correspondiente. Calcular los moles de ácido clorhídrico que reaccionarán con 25 moles de potasio.

17. Una de las reacciones que tiene lugar en el proceso de formación de la lluvia ácida es la siguiente: $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$. Calcular la cantidad en gramos de SO₃ que se forman cuando se lanzan a la atmósfera 100kg de SO₂. No olvides ajustar antes la reacción química.

18. Ajustar la reacción química y completar el cuadro: $C_5H_{12} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

Sustancia	C_5H_{12}	O_2	CO_2	H_2O
Número de moles	3			
Masa (g)		80		

19. El sulfuro de plomo (II) (PbS) reacciona con el oxígeno (O_2) para dar óxido de plomo (II) (PbO) y dióxido de azufre (SO_2). Escribir y ajustar la reacción química. Calcular el número de moles de sulfuro que reaccionan con 20 moles de oxígeno. Calcular los gramos de óxido de plomo (II) y dióxido de azufre se obtienen si inicialmente hay 100g de sulfuro.

20. Dada la reacción química ajustada: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. ¿Cuántos gramos de H_2O se obtiene con 14g de CH_4 ?

21. El carbono reacciona con el oxígeno según la siguiente reacción: $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$. Calcular los gramos de CO_2 que se obtiene a partir de 2 moles de C.

22. El óxido de hierro (III) reacciona con el carbono según la reacción:
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$. Calcular los gramos de óxido necesarios para obtener 1000kg de hierro.

23. Definir velocidad de reacción.

24. ¿Son todas las reacciones igual de rápidas? ¿Por qué?

25. Explica cómo influye la naturaleza de los reactivos y su superficie de contacto en la velocidad de una reacción química.

26. Explica cómo influye la concentración de los reactivos en la velocidad de una reacción química.

27. Explica cómo se puede variar la velocidad de una reacción química aumentando o disminuyendo la temperatura.

28. ¿Qué es un catalizador?

29. Al calentar un sólido de color verde, aparece un sólido de color negro y un gas. La transformación que ha tenido lugar, ¿es física o química?

30. Al calentar 1,43 g de magnesio en un crisol tapado, queda un residuo cuya masa es de 2,37 g.

- a) ¿Cómo explicas este aumento de masa?
- b) ¿Se cumple la ley de Lavoisier de conservación de la masa?

31. ¿Cuántos moles de dióxido de azufre (SO_2) hay en 166,4 g de SO_2 ?

32. Para realizar un trabajo de laboratorio necesitamos 3,2 moles de ácido sulfúrico H_2SO_4 .

- a) ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico se precisan?
- b) ¿Cuántas moléculas de H_2SO_4 necesitamos?

33. Cuando funciona el flash de algunas cámaras fotográficas, se forma óxido de magnesio MgO.

- Escribe la reacción ajustada entre el magnesio sólido y el oxígeno gaseoso.
- ¿Cuántos moles de oxígeno reaccionan con 2,5 moles de magnesio?
- ¿Cuántas moléculas de MgO se obtienen?

34. Al reaccionar una disolución de NaOH con otra de H₂SO₄, se obtiene sulfato de sodio Na₂SO₄ y agua.

- Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente.
- ¿Cuántos moles de hidróxido de sodio reaccionan con 1,3 moles de ácido sulfúrico?
- ¿Cuántos gramos de Na₂SO₄ se obtiene?

35. Para quemar 150 L de monóxido de carbono CO disponemos de 90 L de oxígeno O₂.

- Escribe y ajusta la reacción de combustión del CO.
- ¿Cuántos litros de oxígeno hacen falta para quemar 150 L de CO, si ambos gases están en las mismas condiciones de presión y temperatura.
- ¿Qué volumen de dióxido de carbono CO₂ se obtiene.
- ¿Qué volumen de gas queda sin reaccionar?

36. El carburo de calcio CaC₂ se utiliza para producir acetileno (etino) C₂H₂, según la reacción sin ajustar:



- Ajusta la reacción de obtención del acetileno.
- Calcula el número de moles de acetileno que se obtienen a partir de 16 g de CaC₂.
- Calcula la masa de CaC₂ necesaria para obtener 37 g de Ca(OH)₂.

37. ¿Qué son los conservantes que se añaden a algunos alimentos? ¿Qué función desempeñan?

38. Calcula cuántos moles y cuántas moléculas hay en 300 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4). ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno hay?

39. Cuando el hierro se oxida en presencia del aire (O_2 más otros gases), se transforma en Fe_2O_3 . Ajusta la reacción química que tiene lugar y calcula cuál es la masa final de un clavo que inicialmente tenía 2,35 g de hierro puro, si se ha oxidado por completo.

40. En la reacción de combustión del propano (C_3H_8) con oxígeno (O_2) se forma dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O). Si juntamos en un recipiente cerrado 20 L de propano y un exceso de oxígeno, ¿cuántos litros de CO_2 se obtienen? ¿Y de agua? ¿Cuántos litros de O_2 se han consumido en la reacción?
Datos: la temperatura de reacción es $300\text{ }^\circ\text{C}$ (el agua se obtiene en estado gaseoso).

www.yoquieroaprobar.es