



1^{er} TRIMESTRE : UNIDADES 1, 2 y 3

Unidad 1: El trabajo científico

Magnitudes fundamentales

1.- Escribe, junto a cada instrumento de medida, su nombre, la magnitud fundamental que podemos medir con él y sus unidades en el SI:



Operaciones con medidas

2. Resuelve las siguientes equivalencias utilizando la notación científica:

- ¿A cuántos milímetros equivale un kilómetro?
- ¿A cuántos metros cuadrados equivale un hectómetro cuadrado?
- ¿A cuántos metros cúbicos equivale un hectómetro cúbico?
- ¿A cuántos metros cúbicos equivale un mililitro?

3. Expresa las siguientes cantidades en unidades del Sistema Internacional:

- a) 237 mm b) 50 °C c) 27850 g d) 25430 mA

4. Redondea estas medidas para que tengan dos cifras significativas:

- a) 1233 m d) 1 259 427 A
b) 1,022 s e) 0,20981 K
c) 28,7 m/s f) $10,3 \cdot 10^6$ kg

5. Realiza las siguientes operaciones, expresando el resultado en unidades del SI: a) 48 cm + 197 mm

- d) 432 ms + 2,1 s
b) 302 mA + 17 A e) 80 °C – 23 °C
c) 4325 g + 81 245 mg f) 63 °C + 305 K

6. Realiza las siguientes operaciones, expresando el resultado con tres cifras significativas y en unidades del SI:

- a) 28 cm + 97 mm d) 32,34 s + 21,45 s
b) 33,5 mA + 133,7 A e) –23,0 °C + 350,0 K
c) 133,1 g + 48,7 mg f) 236,7 cm – 2167 mm

7. Redondea a tres cifras significativas los siguientes números:

- a) 47,21 b) 37,26 c) 37,252 d) 1781

8. Define los siguientes conceptos y explica cómo pueden afectar cada uno de ellos en el error absoluto y relativo y en las cifras significativas de una medida.

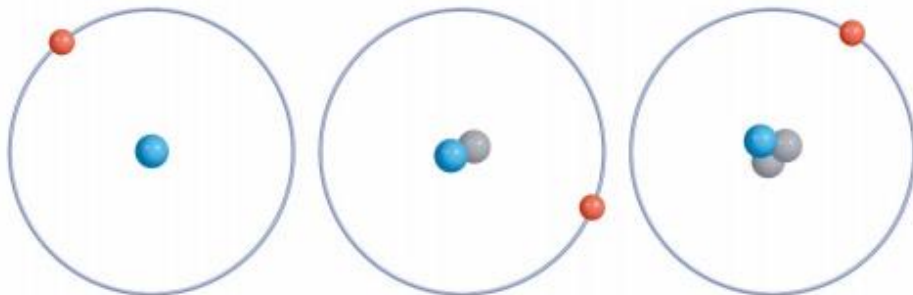
- a) Medir. b) Sensibilidad. c) Precisión. d) Incertidumbre.

9. Unos cronometradores toman tiempos para el primer clasificado en una carrera y resulta, en segundos: 18,4; 17,9; 18,1; 18,3 y 18,6. Toma la media aritmética como valor exacto y halla el error absoluto y el error relativo de cada medida.

1. Nombra y explica las 2 leyes ponderales.
2. Explica las semejanzas y las diferencias de los diferentes modelos atómicos.
3. Define número atómico y número másico. ¿Cuál de los dos suele ser mayor? ¿Puede tener algún átomo igual número másico que su número atómico? Razona tus respuestas.
4. Indica el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes átomos neutros: a) $^{12}_6\text{C}$
b) $^{19}_9\text{F}$
c) $^{197}_{79}\text{Au}$
d) $^{226}_{88}\text{Ra}$
5. Calcula la masa atómica en gramos de los siguientes elementos:
a) $^{52}_{24}\text{Cr}$
b) $^{79,9}_{35}\text{Br}$
6. Indica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones sobre la masa atómica:
a) El átomo de referencia que se utiliza para la medida de la masa de los átomos es el oxígeno.
b) La unidad de masa atómica se define como la doceava parte de la masa del átomo de carbono.
c) La unidad de masa atómica equivale a $1,66 \cdot 10^{-24}$ g.
7. ¿Qué significa cuando hay decimales en la masa atómica de un elemento? ¿A qué se debe?

Los isótopos

8. Los siguientes dibujos corresponden a tres átomos de un mismo elemento. Responde a las siguientes preguntas:



- a) ¿De qué elemento se trata?
- b) ¿En qué se diferencian y qué tienen en común?
- c) Busca en internet y averigua cómo se llama cada uno y cuál de ellos es el más abundante en la naturaleza.
- d) Calcula la masa atómica de dicho elemento.

9. Completar las siguientes frases:

_____ es el número de _____ que contiene el núcleo, coincide con el número de _____ puesto que el átomo es _____.

Átomos con diferente número de protones pertenecen a elementos _____.

El número _____ es la suma total de _____ y _____ del núcleo, y por ello también se les denomina _____.

Si un elemento tiene átomos con diferente número de _____ se denominan isótopos de dicho elemento.

10. Señala si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F).

a) Rutherford descubrió el electrón.	a)
b) Dalton postuló la existencia del neutrón en el núcleo.	b)
c) En el modelo atómico nuclear el átomo se compone de núcleo y corteza.	c)
d) En el núcleo del modelo atómico nuclear están los protones y electrones.	d)
e) Los electrones tienen una masa igual a la de los protones.	e)
f) Los isótopos de un elemento tienen distinto número atómico.	f)
g) Los protones se diferencian de los electrones tanto en su carga como en su masa.	g)
h) Por encontrarse en el núcleo atómico, se denominan nucleones a los neutrones y electrones.	h)
i) La corteza es muy pequeña en comparación con el volumen total del átomo.	i)
j) Fue Böhr quién descubrió los neutrones en el núcleo	j)

11. Identifica los siguientes conceptos con sus definiciones:

Soluciones

A. Corteza.	1.- Átomos que tienen el mismo número atómico, pero distinto número másico.	A.
B. Nivel n=2	2.- Distribución de los electrones en los distintos niveles y subniveles del átomo.	B
C. Neutrones.	3.- Zona del átomo donde se localizan los electrones.	C
D. Unidad de masa atómica.	4.- Admite un máximo de 6 electrones	D
E. Isótopos.	5.- Región de alta probabilidad de encontrar electrones.	E
F. Configuración electrónica	6.- Lugar del átomo donde se alojan los protones y neutrones.	F
G. Subnivel u orbital p	7- Admite un máximo de 8 electrones	G
H. Número atómico	8.- Número de protones que tiene un átomo.	H
I. Orbital.	9.- La doceava parte de la masa del isótopo de carbono C-12	I
J. Núcleo	10.- A - Z	J

12. Relaciona los científicos con las ideas que aportaron sobre la estructura del átomo:

Soluciones

a.- La mayor parte de la masa del átomo se encuentra en el núcleo.	Dalton:
b.- Este científico danés propuso subniveles de energía como los 1s, 2s, 2p ...	Thomson.
c.- El átomo está constituido por núcleo y corteza.	Rutherford:
d.- "There are neutrons in the nucleus !" - cried this english scientist in 1932	Chadwick:
e- Todos los átomos de un elemento químico son iguales.	Bohr:
f.- Los electrones se distribuyen en capas o niveles	Moeller:
g.- Una órbita es la trayectoria seguida por los electrones en torno al núcleo.	
h.- Científico neozelandés que descubrió protones en el núcleo y propuso la neutralidad del átomo	
i- Con su diagrama de diagonales llenamos de electrones los subniveles.	
i.-"El átomo es una tarta de positivismos, llena de pepitas chocoelectrónicas"- dijo Sympalumn@	

13- Siendo la masa atómica del calcio 40 u, exprésala en gramos.

14- Completa la siguiente tabla.

Nombre	Símbolo	Z	A	p ⁺	n	e ⁻	Configuración electrónica
					4	3	
			9				1s ² 2s ²
					7		1s ² 2s ² 2p ³
Oxígeno			16				
Aluminio			27				1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹
		15	31				
	S		32	16			
Potasio			39			19	
	Se		79			34	
	Kr		84				1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶

Unidad 3: Elementos y compuestos

Observa la tabla periódica y contesta a las preguntas:

1. Relaciona los siguientes elementos con sus símbolos e identifícalos como metales o no metales:

Oro Carbono Hierro Sodio Fósforo Azufre Plata Potasio Cloro Bromo Oxígeno Calcio Uranio

Metales: Au,

NO Metales: C,

2. Escribe el número de la característica para elementos metálicos o elementos no metálicos.

METALES:

NO METALES:

1. Son malos conductores del calor y de la electricidad
2. Casi todos son sólidos a temperatura ambiente.
3. Están situados en la región izquierda y en el centro del sistema periódico.
4. A temperatura ambiente, pueden ser gaseosos, líquidos y sólidos.
5. Son maleables (pueden formar láminas con facilidad) y dúctiles (pueden formar hilos)

3. Localiza los elementos que se piden a continuación, indicando nombre y símbolo:

- a) Un metal que, en condiciones normales, se encuentra en estado líquido.
- b) Un no metal que se utilice como combustible.
- c) Un metal que se utilice en las baterías recargables.
- d) Un no metal (gas noble) que se utilice para fabricar anuncios luminosos.
- e) Un no metal (gaseoso) imprescindible para los seres vivos.
- f) Un metal fundamental para la formación de los huesos.
- g) Un metal precioso de color amarillo.

4. ¿Qué característica poseen los átomos con 8 electrones en su capa más externa?

¿Qué nombre recibe esta distribución electrónica?

5. Diagrama de Lewis (regla del octeto) para la molécula de PH_3

Dato: (electrones última capa: P= 5; H= 1)

6.- Relaciona las siguientes propiedades con el tipo de agrupación estable que presenta una sustancia:

MOLÉCULAS	CRISTALES IÓNICOS	CRISTALES COVALENTES	CRISTALES METÁLICOS
			e
a) Son solubles en agua. b) Son dúctiles y maleables. c) Conducen la electricidad, pero solo fundidos o disueltos en agua.	d) Presentan temperaturas de fusión y ebullición muy bajas. <u>e) Buenos conductores del calor y de la electricidad.</u>	f) Sólidos a temperatura ambiente. g) Son gases o líquidos volátiles a temperatura ambiente h) Ejemplos: diamante, cuarzo o corindón	

7. Calcula el porcentaje de litio en el hidróxido de litio, LiOH y en el cloruro de litio, LiCl

8.- Completa las siguientes frases:

positivo / negativo / iónico / covalente / acepta / cede / metal / no metal / anión / catión

El átomo de un metal adquiere la configuración estable si.....electrones y se convierte en un ión o; por el contrario, el átomo de un no metal adquiere la configuración estable si.....electrones y entonces se convierte en un ión o

El calcio es un..... y se une al flúor, que es un, para formar un compuesto

El cloro, que es un....., se une con el bromo, que es un....., para formar un compuesto.....



Unidad 4: Reacciones químicas

1. Los átomos de las sustancias que intervienen en una reacción, ¿se transforman en otros distintos o simplemente se unen y combinan de forma diferente?

¿Es posible que los reactivos y los productos de una reacción tengan masas diferentes? ¿Por qué?

2. Escribe y EXPLICA las fórmulas que relacionan:

a) Masa y número de moles

b) Número de moles y unidades básicas (moléculas)

3. Se tiene en laboratorio sulfato cúprico, CuSO_4 Masas atómicas: Cu:64, S:32, O:16

Calcula:

Si disponemos de una muestra de 160 g de CuSO_4 :

a) Su masa molecular

c) ¿Cuántos moles son?

b) la masa que tienen 10 moles de CuSO_4

d) ¿Cuántas moléculas de sulfato cúprico contiene?

e) ¿Cuántos átomos de Oxígeno hay en la muestra?

4- Tenemos una muestra de sulfato sódico, Na_2SO_4 que contiene $9,632 \cdot 10^{24}$ átomos de oxígeno.

Calcula para dicha muestra:

masas atómicas Na: 23, S: 32; O: 16

a) Masa molar del sulfato sódico

b) Número de moléculas de sulfato sódico que contiene

c) Número de moles que representa

d) Cantidad de masa de sulfato sódico que tiene

5.- Se tiene una muestra de 64,4 gramos de FeCl_3 . Calcula:

masas atómicas: Fe: 56, Cl: 35

a) a cuántos moles equivale

b) cuántas moléculas de FeCl_3 hay en esa muestra

6.- Clasificar los siguientes procesos en cambios físicos (F) o químicos (Q).

a) Al encender con una cerilla un poco de alcohol, se producen nuevas sustancias en estado gaseoso.

b) La respiración en los seres vivos.

c) Ruptura de una botella de cristal con agua cuando está en un congelador.

d) La fotosíntesis.

e) En frío invierno, la formación de gotas de agua en el espejo del baño tras una ducha con agua muy caliente.

7.- En el laboratorio, se ha formado sulfato de sodio, Na_2SO_4 y ácido clorhídrico HCl a partir de ácido sulfúrico, H_2SO_4 con la sal común, NaCl

a) Escribe dicha reacción química (sin ajustar), subrayando los reactivos.

b) ¿Qué cantidad de sal común reaccionará con 14 gramos de ácido sulfúrico, si se forman 20,29 gramos de sulfato de sodio y 10,43 gramos de ácido clorhídrico?

c) Nombra y explica la ley química en la que te basas, indicando el científico que la enunció.

8.- Ajusta las siguientes ecuaciones por el método de los coeficientes:



*Cálculos:

9.- El amoníaco, NH_3 se puede descomponer en nitrógeno y oxígeno gaseosos según la reacción:



a) Escribe la ecuación química ajustada, indicando claramente los coeficientes estequiométricos.

En el laboratorio, durante un experimento se quieren descomponer 68 g de amoníaco,

Calcula mediante factores de conversión y utilizando el esquema de cálculo/proceso:

a) los gramos de hidrógeno que se forman.

b) los gramos de nitrógeno que se han obtenido en el laboratorio

10. La siguiente reacción química transcurre en el laboratorio sin variar la presión y la temperatura:



Observando atentamente, como haría un buen químico, calcula con factores de conversión:

a) los moles de Cl_2 que han reaccionado en un experimento, si se obtienen 12 moles de HCl.

b) Si en otro experimento tenemos 141 g de HCl ¿qué cantidad de H_2 va a reaccionar?

11. Se tiene sulfato de cobre (II), CuSO_4 . Calcula, utilizando factores de conversión: **Cu:64, S:32, O:16**

a) la masa que tienen 5 moles de CuSO_4

Se dispone de otra muestra de 48 g de CuSO_4 :

¿Cuántos moles son?

b) ¿cuántas moléculas de CuSO_4 hay en 5 moles?

¿Cuántas moléculas de sulfato de cobre (II) contiene?

3er TRIMESTRE : UNIDADES 6 y 7 + FORMULACIÓN INORGÁNICA

Unidad 6: Las fuerzas y sus efectos

1. Dibuja las fuerzas que actúan. Indica, en cada fuerza, quién la ejerce y sobre quién actúa. Explica, en cada situación, el efecto de la fuerza resultante (fuerza neta) sobre los distintos cuerpos.



2. Explica la diferencia entre peso y masa desde el punto de vista físico y completa esta tabla:

	Masa	Peso
Definición		
Unidad en el S.I.		
Fórmula que las relaciona		

3. Completa los espacios en blanco de este texto con los siguientes términos.

cuerpos deformación magnitud newton cambio

Una fuerza es una _____ física que se produce cuando dos _____ o partículas interaccionan, produciéndose como consecuencia un _____ en el movimiento o una _____.

La unidad de fuerza en el sistema internacional es el _____.

4. Sabiendo que un astronauta de 75 kg pesaría 783 N en la superficie de Saturno, calcula la aceleración de la gravedad en dicho planeta.

5. Un muelle en reposo mide 8 cm y al aplicarle una fuerza de 12N se alarga hasta medir 8'6 cm. Calcula la constante elástica del muelle (K).

¿Cuánto se alargaría si se le aplicara una fuerza de 36 N?

6. Dibuja las fuerzas que actúan sobre un ciclista en bicicleta que se desplaza en una carretera horizontal

- El peso vertical y dirigido hacia el centro de la Tierra.
- La normal de la misma dirección y el mismo módulo que el peso, pero de sentido opuesto.
- La fuerza del ciclista paralela al movimiento y en el sentido de avance.
- La fuerza de rozamiento, paralela a la carretera, pero que se opone al movimiento.

7. Para mover un paquete, Luis y Andrés están aplicando dos fuerzas de 9 y 12 N, respectivamente. Dibuja las fuerzas y calcula su resultante en los siguientes casos:

Las dos fuerzas tienen misma dirección y sentidos opuestos	Las dos fuerzas son perpendiculares entre sí.
--	---

8. Un cuerpo se desplaza con una aceleración de 4 m/s^2 . Si su masa es de 200 kg, ¿qué fuerza neta se está ejerciendo sobre él para conseguir dicha aceleración?

9. Un niño empuja un cochecito de juguete con una fuerza constante de 10 N. La fuerza rozamiento que se opone al movimiento es de 2 N y la masa del cochecito es de 400 g.

a) ¿Cuánto vale la fuerza resultante sobre el cochecito?	b) ¿Cuál es el valor de la aceleración sobre el cochecito?
--	--

10. Sobre un cuerpo se aplica una fuerza neta de 500 N y a pesar de la fuerza de rozamiento de 180N que se opone al movimiento, se consigue una aceleración de $1,6 \text{ m/s}^2$. ¿Qué masa tiene dicho cuerpo?

Unidad 7. Las fuerzas en la naturaleza

1. Escribe la fórmula y calcula la fuerza de atracción gravitatoria entre un profesor y su alumna, cuyas masas son 100 kg y 50 kg (incluidas sus mascarillas) y están situados a 2 m de distancia en el aula.

Dato: $G = 6,67 \cdot 10^{-11} \text{ Nm}^2 / \text{Kg}^2$

2. Dos cargas eléctricas iguales de $4,2 \cdot 10^{-6} \text{ C}$ se encuentran situadas en el vacío a 45 cm de distancia.

Escribe la fórmula y calcula el valor de la fuerza eléctrica e indica si será atractiva o repulsiva.

Dato: $K = 9 \cdot 10^9 \text{ Nm}^2 / \text{C}^2$

3. El 20 de julio de 1969, Neil Armstrong, un astronauta estadounidense de la misión *Apolo 11*, pisó la superficie de la Luna. Para poder sobrevivir en un ambiente tan hostil sin una atmósfera protectora como tenemos en la Tierra, tenía que llevar un traje y un sistema de soporte vital (mochila) muy sofisticado, con un total de 91 kg de masa, al que debía sumar los 82 kg de su cuerpo.

¿Qué masa total tenían el astronauta y su equipo?	¿Cuánto pesaría en Tierra si se pusiese todo el equipo?
¿Cuánto pesaba a mitad de viaje?	¿Cuánto pesaba en la Luna?

Datos: Masa del astronauta: 82 kg; masa del traje: 91 kg; $R_{Luna} = 1737$ km.
 $M_{Luna} = 7,35 \cdot 10^{22}$ kg; $G = 6,67 \cdot 10^{-11}$ N m²/kg²

FORMULACIÓN INORGÁNICA

1. Actividades del libro, páginas 64 y 65: 13, 14, 15, 16, 17, 18, 19 y 20

2. Completa esta tabla:

FÓRMULA	CON PREFIJOS NUMERALES	CON NÚMEROS DE OXIDACIÓN	FORMULACIÓN TRADICIONAL
K ₂ O			—
	Trióxido de dihierro		—
		Óxido de carbono (IV)	—
N ₂ O ₅			—
		Peróxido de sodio	—
H ₂ O ₂			—
	Dióxido de bario		—
KH			—
	Dihidruro de hierro		—
		Hidruro de oro (III)	—
		—	Ácido fluorhídrico
	Yoduro de hidrógeno	—	
H ₂ Se		—	
PH ₃		—	
		—	Silano
	Trihidruro de boro	—	
NaCl			—
		Sulfuro de potasio	—
	Monosulfuro de manganeso		—
PCl ₅			—
	Monohidróxido de sodio		—
		Hidróxido de calcio	—
Fe(OH) ₃			—