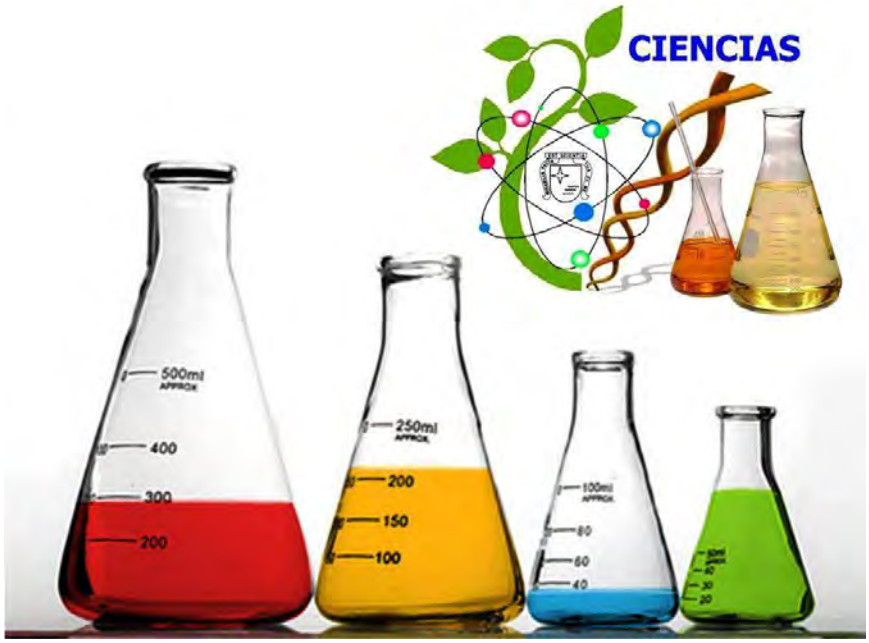
COLEGIO HISPANO INGLÉS

Rambla de Santa Cruz, 94 - 38004 – Santa Cruz de Tenerife
☎ +34 922 276 056 - Fax: +34 922 278 477
buzon@colegio-hispano-ingles.es



Departamento de Física y Química

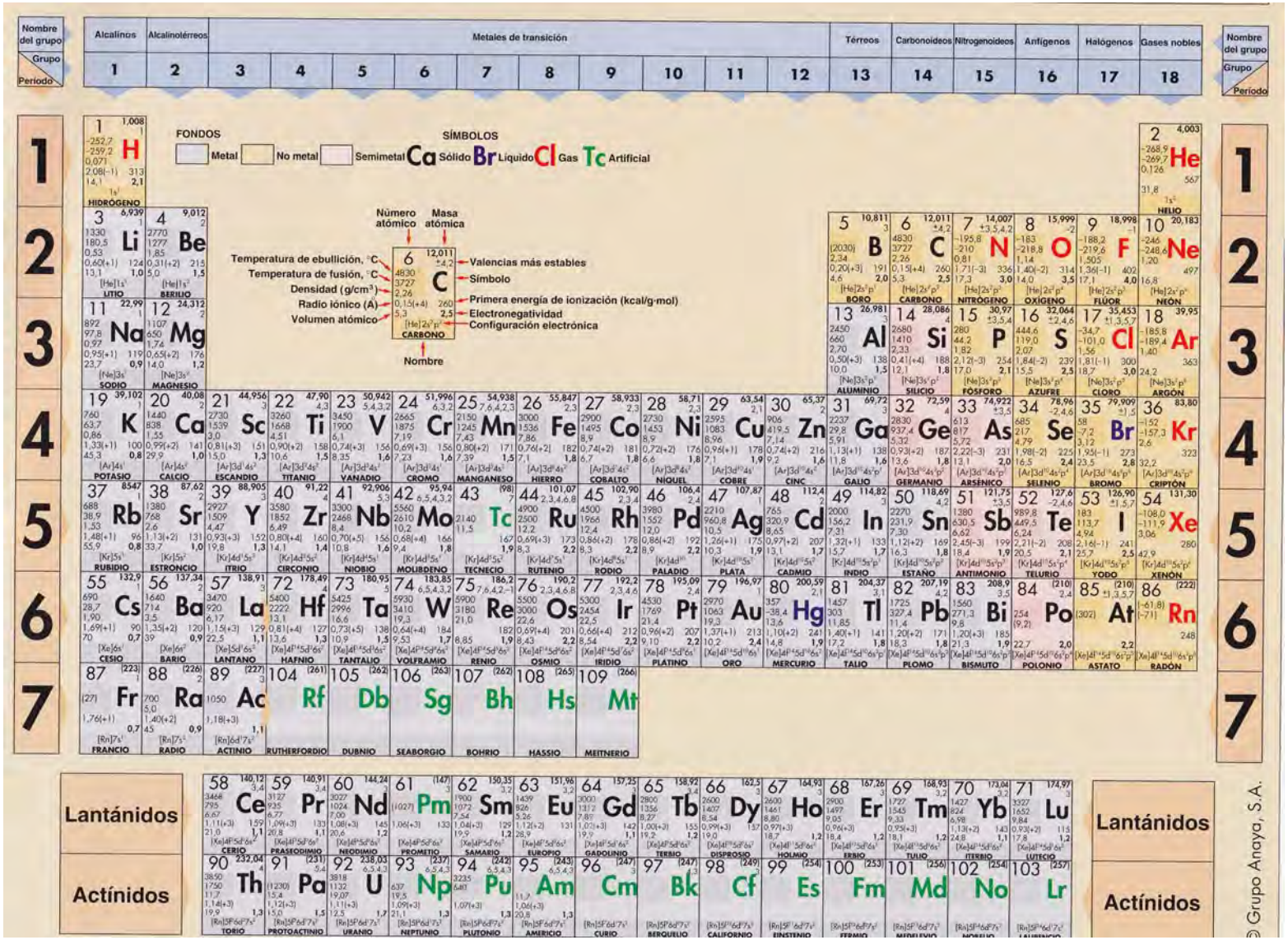
1º Bachillerato

Guía de Apuntes y Actividades

SUMARIO

- DISOLUCIONES 2
- FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR 5
- ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS (I) 6
- ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS (II) 9
- CARACTERÍSTICAS DE LOS PROCESOS RADIACTIVOS 12
- FÍSICA ATÓMICA Y NUCLEAR 15
- FÍSICA CUÁNTICA. Efecto fotoeléctrico. 17
- FÍSICA CUÁNTICA 19
- CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS 22
- PROPIEDADES PERIÓDICAS 23
- ESTRUCTURA ATÓMICA. SISTEMA PERIÓDICO (I) 26
- ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS (II) 28
- TIPOS DE SUSTANCIAS SEGÚN SUS ENLACES 31
- MÉTODO RPECV 32
- ENLACE QUÍMICO (I) 35
- ENLACE QUÍMICO (II) 36
- CICLO DE BORN HABER 38
- CINEMÁTICA 40
- REACTIVIDAD DE LOS COMPUESTOS DE CARBONO 43
- QUÍMICA ORGANICA 48
- POLÍMEROS 49
- POLÍMEROS. Aplicaciones 54
- POLÍMEROS. Curiosidades 55
- CAMPO GRAVITATORIO 58
- CAMPO ELÉCTRICO 61
- MOVIMIENTO ARMÓNICO SIMPLE 64
- MOVIMIENTO ONDULATORIO 68

FORMULARIO


Nombre del grupo
Grupo
Período
Alcalinos
Alcalinotérreos
Metales de transición
Térreos
Carbonoideos
Nitrogenoideos
Anfígenos
Halógenos
Gases nobles
FONDOS
Metal
No metal
Semimetal
SÍMBOLOS
Ca Sólido
Br Líquido
Cl Gas
Tc Artificial
Número atómico
Masa atómica
Temperatura de ebullición, °C
Temperatura de fusión, °C
Densidad (g/cm³)
Radio iónico (Å)
Volumen atómico
Valencias más estables
Símbolo
Primera energía de ionización (kcal/g-mol)
Electronegatividad
Configuración electrónica
Nombre
Lantánidos
Actínidos
© Grupo Anaya, S.A.

Sistema Internacional de unidades

	Magnitud	Unidad	Símbolo
Fundamentales	Longitud	metro	m
	Masa	kilogramo	kg
	Tiempo	segundo	s
	Temperatura	kelvin	K
	Intensidad de corriente	ampère	A
	Cantidad de sustancia	mol	mol
	Intensidad luminosa	candela	cd
Suplementarias	Ángulo plano	radián	rad
	Ángulo sólido	estereorradián	sr
Derivadas	Frecuencia	hertz	Hz
	Fuerza	newton	N
	Presión	pascal	Pa
	Energía, trabajo y calor	joule	J
	Potencia	watt	W
	Carga eléctrica	coulomb	C
	Potencial eléctrico	volt	V
	Resistencia eléctrica	ohm	Ω

Constantes físicas

Magnitud	Valor
Velocidad de la luz	$c = 2{,}9979 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1}$
Constante de gravitación universal	$G = 6{,}67 \cdot 10^{-11}\ N \cdot m^{2} \cdot kg^{-2}$
Constante de Coulomb	$K = 9 \cdot 10^{9}\ N \cdot m^{2} \cdot C^{-2}$
Constante de permitividad eléctrica en el vacío	$\varepsilon_0 = 8{,}85 \cdot 10^{-12}\ C^{2} \cdot N^{-1} \cdot m^{-2}$
Aceleración de la gravedad (valor promedio)	$g = 9{,}8\ m \cdot s^{-2}$
Constante de Avogadro	$N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}$ partículas $\cdot\ mol^{-1}$
Constante universal de los gases ideales	$R = 8{,}314\ J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$ $R = 0{,}082\ atm \cdot l \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$
Temperatura de congelación del agua	$T_f = 273{,}15\ K$
Temperatura de ebullición del agua	$T_v = 373{,}15\ K$
Volumen de un mol de moléculas de gas ideal en condiciones normales	$V_M = 0{,}0224\ m^{3}$
Constante de Planck	$h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$
Constante de Rydberg	$R_H = 1{,}097 \cdot 10^{7}\ m^{-1}$
Carga del electrón	$e = -1{,}602 \cdot 10^{-19}\ C$
Masa del electrón en reposo	$m_e = 9{,}1096 \cdot 10^{-31}\ kg$

Múltiplos y submúltiplos del S.I.

Múltiplos			Submúltiplos		
exa	E	10^{18}	deci	d	10^{-1}
peta	P	10^{15}	centi	c	10^{-2}
tera	T	10^{12}	mili	m	10^{-3}
giga	G	10^{9}	micro	μ	10^{-6}
mega	M	10^{6}	nano	n	10^{-9}
kilo	k	10^{3}	pico	p	10^{-12}
hecto	h	10^{2}	femto	f	10^{-15}
deca	da	10^{1}	atto	a	10^{-18}

Factores de conversión

Longitud		Masa	
1 mi	1609 m	1 u	$1{,}6605 \cdot 10^{-27}$ kg
1 in	0,0254 m	1 lb	0,4536 kg
1 Å	10^{-10} m	**Volumen**	
Tiempo		1 l	$0{,}001\ m^{3}$
1 h	3600 s	1 ga	$0{,}0038\ m^{3}$
1 min	60 s	**Potencia**	
Presión		1 CV	735 W
1 atm	$1{,}013 \cdot 10^{5}$ Pa	1 HP	746 W
1 bar	10^{5} Pa	**Temperatura**	
760 mmHg	10^{5} Pa	t_c	$T_K = t_c + 273{,}15$

MAGNITUDES CARACTERÍSTICAS DEL MOVIMIENTO

$$\vec{v} = \frac{dr}{dt};\ \vec{a} = \frac{d\vec{v}}{dt};\ a_t = \frac{dv}{dt};\ a_n = \frac{v^2}{R};\ a^2 = a_t^2 + a_n^2$$

FUERZAS Y MOVIMIENTOS

Segunda ley de Newton	$\Sigma \vec{F} = m \cdot \vec{a};\ \Sigma F = \frac{d\vec{p}}{dt}$
Momento lineal o cantidad de movimiento	$\vec{p} = m \cdot \vec{v}$
Impulso mecánico	$\vec{I} = \vec{F} \cdot t$
Relación entre el impulso mecánico y el momento lineal	$\Delta \vec{p} = \vec{F} \cdot \Delta t$
Fuerza centrípeta	$F_c = \frac{m \cdot v^2}{r}$
Ley de gravitación universal	$F = G \cdot \frac{M \cdot m}{r^2}$

TRABAJO Y ENERGÍA

Trabajo	$W = \vec{F} \cdot \vec{r}$
Trabajo de expansión de un gas	$W = p \cdot (V_2 - V_1)$
Potencia	$P = \frac{W}{t}$
Energía cinética	$E_c = \frac{1}{2} m \cdot v^2$
Energía potencial elástica	$E_p = \frac{1}{2} k \cdot x^2$
Energía potencial gravitatoria en puntos próximos a la superficie terrestre	$E_p = m \cdot g \cdot h$
Energía potencial gravitatoria	$E_p = G \cdot \frac{M \cdot m}{r}$
Calor	$Q = m \cdot c \cdot (t_2 - t_1)$
Rendimiento	$\frac{W_u}{W_m} \cdot 100 = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} \cdot 100$

ECUACIONES DE LOS MOVIMIENTOS

Movimiento rectilíneo y uniforme		$x = x_0 + v \cdot t$
Movimiento rectilíneo uniformemente variado		$x = x_0 + v_0 \cdot t + \frac{1}{2} a \cdot t^2;\ v = v_0 + \frac{1}{2} a \cdot t$
Tiro horizontal: Ecuación de la trayectoria		$y = \frac{1}{2} \cdot \frac{g \cdot x^2}{v_0^2}$
Tiro parabólico	Ecuación de la trayectoria	$y = x \cdot \text{tg}\,\alpha - \frac{g}{2v_0^2 \cdot \cos^2 \alpha} \cdot x^2$
	Altura máxima	$y_{max} = \frac{v_0^2 \cdot \text{sen}^2\,\alpha}{2g}$
	Alcance máximo	$x_{max} = \frac{v_0^2 \cdot \text{sen}\,2\alpha}{g}$
Movimiento circular uniforme		$\theta = \theta_0 + \omega \cdot t$
Movimiento circular uniformemente variado		$\theta = \theta_0 + \omega_0 \cdot t + \frac{1}{2} \alpha \cdot t^2;$ $\omega = \omega_0 + \alpha \cdot t$

ELECTRICIDAD

Ley de Coulomb	$F = K \cdot \frac{q \cdot q'}{r^2}$
Campo eléctrico	$E = \frac{F}{q}$
Energía potencial eléctrica	$E_p = K \cdot \frac{q \cdot q'}{r}$
Potencial eléctrico	$V = K \cdot \frac{q}{r}$
Diferencia de potencial	$V_A - V_B = \frac{W_B - W_A}{q}$
Intensidad de corriente	$I = \frac{q}{t}$
Ley de Ohm	$V_A - V_B = I \cdot R$
Resistencia	$R = \rho \cdot \frac{l}{S}$
Efecto Joule	$E = I^2 \cdot R \cdot t$
Potencia	$P = I^2 \cdot R$
Generalización de la ley de Ohm	$\varepsilon_T = \varepsilon_T' + I \cdot \Sigma R_e + I \cdot \Sigma r_e$

CIENCIAS

DISOLUCIONES
1º BACHILLERATO

1.- Se desea preparar un litro de disolución de ácido clorhídrico 0,5 M. Para ello se dispone de un ácido clorhídrico comercial del 5% de riqueza y densidad 1,095 g/ cm^3 y de otro 0,1 M. Calcule:

a) La molaridad del clorhídrico comercial
b) El volumen de cada disolución que es necesario tomar para obtener la disolución deseada.

DATOS: Masas atómicas: Cl : 35,5 H =1
Sol: a) 1,5 M b)285 ml y 715 ml

2.- Se mezcla un litro de ácido nítrico de densidad 1, 380 g/ cm^3 y 62,7 % de riqueza en peso con un litro de ácido nítrico de densidad 1, 130 g /cm^3 y 22,38% en peso. Calcule la molaridad de la disolución resultante, admitiendo que los volúmenes son aditivos.
DATOS: Masas atómicas: N= 14 O=16 H=1
Sol: 8,87 M

3.- ¿Cuántos gramos de sulfato de cobre (II) pentahidratado, del 85% de riqueza, hay que pesar para preparar 1,5 litros de disolución, en la que la concentración de cobre (II) sea 10^{-3}M.
DATOS: Masas atómicas: S= 32 O=16 Cu=63,5 H=1
Sol: 0,44 g

4.- Se disuelve 7,46 gramos de cloruro potásico, 1,4625g de cloruro sódico y 3,4840 g de sulfato potásico en agua, hasta obtener un volumen total de disolución de 500 ml. Suponiendo que todas las sales se disocian totalmente, ¿Cuál será la concentración de cada uno de los iones en la disolución final?
DATOS: Masas atómicas: Cl= 35,5 K=39,1 Na=23 S=32 O=16
Sol: K^+=0,28 M Cl^-=0,25 M Na^+ =0,05M SO_4^{2-}=0,04 M

5.- Un ácido clorhídrico comercial contiene un 37 % en peso de ácido clorhídrico, con una densidad de 1,19 g/ml. ¿Qué cantidad se debe añadir a 20 ml de ese ácido para que la disolución resultante sea 1M?
DATOS: Masas atómicas: Cl = 35,5 H=1
Sol: 221 ml

6.- Se tiene un litro de ácido sulfúrico concentrado de densidad 1, 827 g/ml y de 92,77% de riqueza en masa. Calcular:

a) El volumen de agua que hay que añadir a dicho volumen de ácido concentrado, para preparar una disolución que tenga 1 g den ácido puro por ml de disolución.
b) La normalidad y la molaridad de la disolución obtenida.

DATOS:Masas atómicas: H=1 O=16 S=32
Sol: 695 ml 10,2 M 20,4 N

7.- Para precipitar completamente del plomo (II) de una disolución acuosa de nitrato de plomo (II) contenida en 500 ml se necesitan 0,450 g de sulfato de sodio. Calule la

concentración molar de plomo (II) en la disolución original y la concentración de ión sodio en la disolución final, una vez precipitado el sulfato de plomo.
DATOS: Masas atómicas: S=32 O=16 Na= 23
Sol:Pb^{2+}= 6,33 . 10^{-3}M Na^{+}=12,6.10^{-3}

8.- Se disuelven 5 g de ácido clorhídrico en 35 g de agua. Sabiendo que la densidad de la disolución es 1,060 g/ml.Hallar:

a) El tanto por ciento en masa.
b) La molaridad.
c) La normalidad
d) La molalidad.
e) La fracción molar de HCl

DATOS:Masas atómicas: H=1 O=16 Cl=35,5
Sol: 12,5% 3,6M 3,6N 3,9m X= 0,065

9.- Se prepara una disolución disolviendo 88,750 g de cloruro de hierro (II) en 228,225 g de agua, obteniéndose 0,250 litros de disolución. Expresar la concentración de la disolución resultante en :

a) Molaridad
b) Molalidad
c) Fracción molar
d) Porcentaje en peso

DATOS:Masas atómicas: H=1 O=16 Cl=35,5 Fe= 55,8
Sol: 2,8 M 3m X= 0,052 28%

10.- Un ácido sulfúrico concentrado tiene una densidad de 1,81 g/ cm^3 y es del 91 % en peso de ácido puro. Calcule el volumen de esa disolución concentrada que se debe tomar para preparar 500 cm^3 de disolución de ácido 0,5 M.
DATOS: Masas atómicas: S= 32 O=16 H=1
Sol: 14,9ml

11.- Una disolución acuosa de ácido nítrico concentrado, de densidad 1,405 g/ml, contiene 68,1% en peso de dicho ácido. Calcular la molaridad, la normalidad y la molalidad de dicha disolución.
DATOS: Masas atómicas: N=14 O=16 H=1
Sol: 15,2M 15,2M 33,8 m

12.- Se diluyen 300 ml de una disolución de ácido sulfúrico concentrado hasta 3 litros, siendo necesarios 10 ml de este ácido diluido para la neutralización completa de 20 ml de una disolución de hidróxido sódico 0,5 N. Calcule la concentración en g/L del ácido concentrado.
DATOS:Masas atómicas: S=32 O=16 H=1
Sol: 490 g/L

13.- En 35 g de agua se disuelven 5 g de ácido clorhídrico. La densidad de la disolución a 20ºC es 1,060 g/ml. Hallar la concentración de la disolución:

a) En % en peso.
b) En gramos por litro

c) La molaridad
d) La normalidad

DATOS: Masas atómicas: H=1 O=16 Cl= 35,5
Sol: 12,5% 132,5 g/l 3,5M 3,5N

14.- Se diluyeron 110 ml de un ácido sulfúrico hasta 2000 ml. Se necesitaron 5 ml del ácido diluido para la completa neutralización de 18 ml de disolución de hidróxido sódico 0,5N. ¿Cuál es la concentración en g/l del ácido concentrado?
DATOS: Masas atómicas S=32 O=16 H=1
Sol: 1604 g/l

15.- Si se parte de una disolución de ácido clorhídrico comercial del 36% de riqueza en peso y 1,18 g/cm^3 de densidad, calcular qué volumen habrá que tomar para tener un mol de soluto y 10 gramos de soluto respectivamente.
DATOS: Masas atómicas: H=1 Cl=35,5
Sol: 85,9ml 23,5ml

16.- ¿Qué volumen de ácido nítrico concentrado se tiene que usar para prepara 600 ml de una disolución de ácido nítrico 0,6 M. El ácido nítrico concentrado es del 70% en peso y tiene una densidad de 1,42 g/ml.
DATOS: Masas atómicas: N=14 O=16 H=1
Sol: 22,8 ml

17.- Se dispone de un ácido nítrico del 70% de riqueza y de d= 1,42 g/cm^3. ¿Cuántos cm^3 de éste ácido serán necesarios para preparar 300 cm^3 de disolución 2,5M?
¿Cuántos gramos d NaOH puro se necesitarán para neutralizar 100 cm^3 de la disolución anterior?
DATOS: Masas atómicas: N=14 O=16 H=1 Na=23
Sol: 47,5 ml 10g

18.- Si 10,1 ml de vinagre han necesitado 50,5 ml de una base 0,1 N para su neutralización.
a) ¿Cuál es la normalidad del ácido del vinagre?
b) Suponiendo que la acidez se debe al ácido acético.¿Cuál es el % en peso del ácido acético, si la densidad del vinagre es 1,0 g/ml?

Sol: 0,5N 3%

19.- ¿Cuántos cm^3 de ácido nítrico de 69,8% de riqueza, d =1,42 g/cm^3, serán necesarios para preparar un litro de disolución 2M.
DATOS: Masas atómicas: N=14 O=16 H=1
Sol: 127,1 ml

20.- Calcúlese la cantidad de sulfito sódico heptahidratado que será necesario utilizar para preparar un litro de disolución acuosa 0,2 M en anión sulfito.
DATOS: Masas atómicas: S=32 O=16 Na=23 H=1
Sol: 50,4g

FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR
1º BACHILLERATO

1.- Halle la fórmula empírica de un compuesto cuya composición centesimal es:
C=19,35%
O=77,42%
H=3,23%
DATOS: Masas atómicas: C=12 O=16 Ca=40
Calcule la riqueza en carbono (en tanto por ciento) de las siguientes sustancias: CO, CO_2, $CaCO_3$.
Sol: H_2CO_3 CO= 42,8% $CaCO_3$=12% CO_2=27,3%

2.- El análisis de un compuesto dio: 24,25% de carbono, 71,7% de cloro y 4,05% de hidrógeno. Sabiendo que un litro de dicho compuesto en estado gaseoso, medido a 744 mm de Hg y 110ºC tiene una masa de 3,085 gramos, calcule su fórmula molecular.
DATOS: Masas atómicas: H=1 C=12 Cl=35,5
Sol: $C_2Cl_2H_4$

3.-Un compuesto orgánico en fase gaseosa tiene una densidad de 3,3 g/l medida a 95ºC y 758 mm de Hg y su composición centesimal experimental es C(24,2%), H(4,1%) y Cl (71,7%). Determine su fórmula empírica.
DATOS: Masas atómicas C=12 Cl= 35,5 H=1 R=0,082atm.l/mol.K.
Sol:$C_2Cl_2H_4$

4.- Un aminoácido contiene C, H, O y N. En un experimento, la combustión completa de 2, 175 g de ese aminoácido dio 3,94 g de CO_2 y 1,89 g de H_2O. En un experimento distinto, 1,873 g de aminoácido produjeron 0,436 g de NH_3. C.alcule:

a) La fórmula empírica del aminoácido
b) La masa molar aproximada es 150. ¿Cuál será su fórmula molecular?.

Sol: $C_6H_{14}O_2N_2$

5.- Una sustancia orgánica contiene solamente C, H y O. A 250ºC y 750 mm de Hg, 1,65 g de esa sustancia en forma de vapor ocupan 629 ml. Su análisis químico elemental es el siguiente: 63,1% de C y 8,7% de H. Calcule su fórmula molecular.
DATOS: Masas atómicas: H=1 C=12 O=16 R=0,082atm.l/mol.K.
Sol: $C_6H_{10}O_2$

ESTEQUIOMETRÍA DE LAS R. QUÍMICAS (I)
1º BACHILLERATO

1.- Dada la siguiente reacción química:

$2AgNO_3 + Cl_2 \longrightarrow N_2O_5 + 2\ AgCl + ½\ O_2$

Calcule:

a) Los moles de N_2O_5 que se obtienen a partir de 20 g de $AgNO_3$.
b) El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20ºC y 620 mm de mercurio.

Datos: R = 0, 082 atm.L.K^{-1}.mol^{-1}
Masas atómicas : N=14 , O = 16, Ag= 108
Solución: 0,059 mol; V = 0, 87 L

2.- En 0, 5 moles de CO_2, calcule:

a) El número de moléculas de CO_2
b) La masa de CO_2
c) El número total de átomos

Datos: Masas atómicas: C=12, O=16
Solución: $3{,}01.10^{23}$ moléculas; 22 g ; $9{,}03.10^{23}$ átomos

3.- El carbonato de calcio sólido reacciona con una disolución de ácido clorhídrico para dar agua, cloruro de calcio y dióxido de carbono gas. Si se añaden 120 mL de una disolución de ácido clorhídrico, que es del 26, 2 % en masa y tiene una densidad de 1, 13 g/mL, a una muestra de 40, 0 g de carbonato de cálcico sólido, ¿cuál será la molaridad del ácido clorhídrico en la disolución cuando se haya completado la reacción?. (Suponga que el volúmen de la disolución permanece constante).

Datos: Masas atómicas : C= 12 O=16 Ca= 40 Cl=35,5 H=1
Solución: 1,44 M

4.- Una bombona de gas contienen 27, 5 % dd propano y 72, 5 % de butano en masa. Calcule los litros de dióxido de carbono, medidos a 25ºC y 1, 2 atmósferas de presión, que se obtendrán cuando se quemen completamente 4, 0 g del gas de la bombona anterior.

Datos: Masas atómicas : C=12 H=1
R = 0, 082 atm.L.mol^{-1}.K^{-1}
Solución: V = 5,6 L

5.- a) Calcular cuánto pesan 10 L del gas monóxido de carbono en condiciones normales.
b) Calcular cuántos átomos hay en esa cantidad de monóxido de carbono.
Datos: Masas atómicas : C=12 O=16
Solución: 12,5 g ; $5{,}38.10^{23}$ átomos

6.- La tostación del mineral blenda (sulfuro de cinc) se produce según la reacción (sin ajustar):

Sulfuro de cinc + oxígeno ⟶ dióxido de azufre + óxido de cinc.
Calcular:

a) Los litros de aire medidos a 200ºC y 3 atm necesarios para tostar 1 kg de blenda, con un 85 % de sulfuro de cinc. Se admite que el aire contiene un 20% de oxígeno en volumen.
b) Los gramos de óxido de cinc obtenidos en el apartado a).
c) La presión ejercida por el dióxido de azufre gas, obtenido en el apartado a), en un depósito de 250 litros a 80ºC.

Datos: Masas atómicas: O=16 S= 32 Zn= 65, 4
R = 0, 082 atm.L.mol^{-1}.K^{-1}
Solución:V = 847 L ; m= 710,6 g ZnO ; P = 1,01 atm.

7.- Un compuesto orgánico contiene o, hidrógeno y oxígeno. Cuando se queman 15 g de compuesto se obtienen 22 g de dióxido y 9 g de agua. La densidad del compuesto en estado gaseosos , a 150ºC y 780 mm Hg, es 1, 775 g/L. Calcular la fórmula molecular del compuesto orgánico.

Datos: Masas atómicas : H=1, C=12, O=16
R = 0, 082 atm.L/mol.K
Solución:$C_2H_4O_2$

8.- Un hidrocarburo saturado gaseoso está formado por el 80% de carbono. ¿cuál es su fórmula molecular si en condiciones normales la densidad es 1, 34 g/L?
Solución:C_2H_6

9.- Si se parte de un ácido nítrico del 68% en peso y densidad 1, 52 g/mL:

a) ¿Qué volumen debe utilizarse para obtener 100 mL de ácido nítrico del 55% en peso y densidad 1, 43 g/mL?
b) ¿Cómo lo prepararía en el laboratorio?

Solución: V = 76,2 mL ; teoría.

10.- Se valora una muestra de 3, 0 g de sosa caústica (formada por hidróxido de sodio e impurezas inertes), empleando como agente valorante una disolución de ácido sulfúrico 2,0 M. El punto final de la valoración se alcanza cuando se han consumido 13, 2 cm^3 de ácido.

a) Escriba la reacción de neutralización que tiene lugar en la valoración.
b) Calcule el porcentaje de hidróxido de sodio presente en la sosa caústica.
c) Describa el procedimiento de laboratorio que corresponde a esta valoración e indique y nombre el equipo necesario para llevarlo a cabo.

Datos: Masas atómicas: H=1; O=16; Na= 23, S=32
Solución: 70,3% en masa

11.- El cloro se obtiene en el laboratorio por oxidación de ácido clorhídrico con MnO_2, proceso del cual también se obtienen cloruro de manganeso (II) y agua.

a) Escriba la reacción que tiene lugar (convenientemente ajustada)
b) Calcule el volumen de disolución de ácido clorhídrico de densidad 1, 15 g/cm^3 y 30% en masa que se necesita para obtener 10 L de gas cloro, medidos a 30ºC y 1, 02. 10^5 Pa.

Datos: Masas atómicas: H=1; Cl = 35, 5
R= 0, 082 atm.L/mol.K = 8, 31 J/K.mol
Solución: V = 169,5 cm^3

12.- En la combustión de 2, 37 g de carbono se forman 8, 69 g de un óxido gaseosos de este elemento. Un litro de este óxido, medios a 1 atmósfera de presión y a 0ºC, pesa 1, 98g. Obtenga la fórmula empírica del óxido gaseoso formado. ¿Coincide con la fórmula molecular?. Razona la respuesta.
Solución: CO_2

13.- a) El clorato de potasio se descompone por el calor en cloruro de potasio y oxígeno molecular.¿Qué volumen de oxígeno, a 125ºC y 1 atm, puede obtenerse por descomposición de 148 g de una muestra que contiene el 87% en peso de clorato de potasio?
b)¿Cuántas moléculas de oxígeno se formarán?
Solución: V = 51,4 L ; 9, 48.10^{23} moléculas de O_2

14.- Una disolución contiene 147 g de ácido sulfúrico a 1500 mL de disolución. La densidad de la disolución es 1, 05 g/mL. Calcule la molaridad, la molalidad, las fracciones molares de soluto y disolvente, y la concentración centesimal en peso de la disolución.
Solución: M = 1 mol/L ; m = 1,05 mol / kg de disolvente; Xs = 0,0186 ; Xd = 0,9814

15.- En el laboratorio se puede obtener dióxido de carbono haciendo reaccionar carbonato de calcio con ácido clorhídrico; en la reacción se produce también cloruro de calcio y agua. Se quiere obtener 5 litros de dióxido de carbono, medidos a 25ºC y 745 mm de Hg. Suponiendo que haya suficiente carbonato de calcio, calcular el volumen mínimo de ácido clorhídrico del 32 % en peso y densidad 1, 16 g/mL que será necesario utilizar.
Solución: V = 39,3 mL

ESTEQUIOMETRÍA DE LAS R. QUÍMICAS (II)
1º BACHILLERATO

1.- Una disolución de HNO_3 15M tiene una densidad de 1, 40 g/mL. Calcule:

a) La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa de HNO_3.
b) El volumen de la misma que debe tomarse para prepara 10 litros de disolución de HNO_3 0, 05M

Datos: N=14 O=16 H=1
Sol: a) 67,5% , b) V= 33,3 mL

2.- Calcule:

a) La masa, en gramos, de una molécula de agua.
b) El número de átomos de hidrógeno que hay en 2 gramos de agua.
c) El número de moléculas que hay en 11, 2 litros de H_2 , que están en condiciones normales de presión y temperatura.

Datos: H =1 O=16
Sol:a) m= $2,99.10^{-23}$g, b) nº átomos = $1,33.10^{23}$ átomos de H , c) nº moléculas = $3,01.10^{23}$ moléculas H_2

3.- En una botella de ácido clorhídrico concentrado figuran los siguientes datos: 36, 23% de masa de HCl, densidad 1, 180 g/cm^3. Calcule:

a) La molaridad y la fracción molar del ácido.
b) El volumen de este ácido concentrado que se necesita para preparar un litro de disolución 2 molar.

Datos: H = 1 Cl=35, 5
Sol: a) 11,8 M, X = 0, 22 , b) V = 169 mL

4.- Sean dos depósitos de igual volumen A y B. En el depósito A hay monóxido de carbono gas a una presión y temperatura. En el depósito B hay dióxido de carbono gas a la misma presión y doble temperatura. Contestar razonadamente:

a) ¿En qué depósito hay mayor número de moles?
b) ¿En que depósito hay mayor número de moléculas?
c) ¿En que depósito hay mayor número de átomos?
d) ¿En que depósito hay mayor masa de gas?

C = 12 O = 16
Sol: a) $n_A = 2\ n_B$, b) A doble que B, c) A , d) A > B

5.- El carbono reacciona a altas temperaturas con vapor de agua produciendo monóxido de carbono e hidrógeno. A su vez, el monóxido de carbono obtenido reacciona posteriormente con vapor de agua, produciendo dióxido de carbono e hidrógeno. Se desea obtener 89, 6 litros de hidrógeno medidos en condiciones normales.

a) Calcular los gramos de carbono y de vapor de agua necesarios si el vapor de agua interviene con un exceso del 50%.
b) Si la mezcla gaseosa final se lleva a un depósito de 50 litros a 200ºC, calcular la presión parcial del dióxido de carbono.

H = 1 C = 12 O = 16 R = 0, 082 atm.L.mol^{-1}.K^{-1}

Sol: a) 24 g de C , b) P= 1,6 atm

6.- El cloro se obtiene en el laboratorio según la reacción:

$$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2\,H_2O + Cl_2$$

Calcule:

a) La cantidad de reactivos necesarios para obtener 100 litros de cloro medidos a 15ºC y 720 mmHg
b) El volumen de ácido clorhídrico 0, 6M que habría que utilizar.

Sol: a) 3,98 mol MnO_2 y 15,92 mol HCl , b) V= 26,53 L

7.- El "hielo seco" es dióxido de carbono sólido a temperatura inferior a –55ºC y presión de 1 atmósfera. Una muestra de 0, 050 g de hielo seco s coloca en un recipiente vacío cuyo volumen es de 4, 6 litros, que se termostata a la temperatura de 50ºC.

a) Calcule la presión, en atm, dentro del recipiente después de que todo el hielo seco se ha convertido en gas.
b) Explique si se producen cambios de presión y en la cantidad de moles gaseosos si el experimento lo realizáramos termostatando el recipiente a 60ºC.

Sol: a) P= 6,6.10^{-3} atm , b) P = 6,8.10^{-3} atm

8.- Se desea preparar 250 cc de una disolución 0, 29 molar de ácido clorhídrico. Para ello, se dispone de agua destilada y de un reactivo comercial de dicho ácido, cuya etiqueta, entre otros, contiene los siguientes datos: HCl, densidad 1, 184 g/ml y 37, 5% en peso.

a) ¿Cuántos mililitros del reactivo comercial se necesitarán para preparar la citada disolución?.
b) Explique cómo actuará para preparar la disolución pedida y el material utilizado.

Sol: V = 5,95 mL

9.- a) Calcule qué volumen de una disolución 1, 2 M de hidróxido de sodio hay que diluir hasta 500 cm^3 para obtener una disolución de concentración 4, 8 . 10^{-2} mol.dm^{-3}.

b) Explique el procedimiento y los instrumentos de laboratorio que utilizaría para preparar esta disolución diluida.

c) Indique si habría que poner alguna advertencia de peligrosidad en el frasco de hidróxido de sodio y en caso afirmativo cual sería.

Sol: V = 20 cm^3 , c) Sí

10.- Se quema una muestra de 0, 876 g de un compuesto orgánico que contiene carbono, hidrógeno y oxígeno, obteniéndose 1, 76 g de dióxido de carbono y 0, 72 g de agua.

a) Determine la masa de oxígeno que hay en la muestra.
b) Encuentre la fórmula empírica del compuesto.
c) El compuesto en cuestión es un ácido orgánico. Justifique de qué ácido se trata y dé su fórmula.

H=1 C=12 O=16

Sol: m = 0, 316 g , b) C_2H_4O, c)Ácido butanoico / Ácido 2-metilpropanoico

11.- Una fábrica produce cal (óxido de calcio) a partir de calcita, mediante la reacción:

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$$

Calcule la producción diaria de óxido de calcio si la fábrica consume 50 Tm de calcita del 85% de pureza en carbonato de calcio, y el rendimiento de la reacción es del 95%

Sol: m= $2,27.10^7$ g de CaO

12.- Considere una muestra de 158 gramos de trióxido de azufre a 25ºC (gas ideal) en un recipiente de 10 litros de capacidad.

a) ¿Qué presión ejerce el gas?¿Cuántas moléculas de oxígeno harían falta para ejercer la misma presión?
b) ¿Qué masa de dióxido de azufre puede obtenerse de la descomposición de la muestra de trióxido de azufre si el rendimiento es del 85%?

Sol: a) P = 4,81 atm , $1,19.10^{24}$ moléculas , b) m = 107 g

13.- Se hacen reaccionar 200 g de piedra caliza, que contiene un 60 por 100 de carbonato de calcio (trioxocarbonato (IV) de calcio), con un exceso de ácido clorhídrico, suficiente para que reaccione todo el carbonato. El proceso transcurre a 17ºC y 740 mmHg de presión. En dicho proceso se forma dióxido de carbono, cloruro de cálcio y agua. Calcular:

a) La masa de cloruro de cálcico obtenido.
b) El volumen de dióxido de carbono producido en las condiciones de reacción.

R= 0, 082 $atm.L.mol^{-1}.K^{-1}$

Sol:a) m= 133,2 g , b) V = 29,3 L

14.- Describir (material, cálculos y procedimiento) cómo se prepararía en el laboratorio 100ml de disolución 0, 5M de HCl a partir de la disolución comercial (37% en peso y densidad 1, 19 g/ml).

Sol: V = 4,16 mL del comercial

15.- Una muestra de 0, 560 g que contenía bromuro de sodio y bromuro potásico se trató con nitrato de plata acuoso, recuperándose todo el bromuro como 0, 970 g de bromuro de plata.

a) ¿Cuál es la fracción de bromuro de potasio en la muestra original?
b) ¿Qué volumen de disolución 1M de nitrato de plata es necesario para precipitar todo el bromo de la muestra?

Datos: Mm (NaBr) = 102,9 ; Mm (KBr)= 119; Mm(AgBr) = 178,8 ; Mm ($AgNO_3$) =170
Sol: a) X = 0, 48 , b) V = 5,17 mL

16.- Un gramo de un compuesto gaseoso de carbono e hidrógeno da por combustión 3, 30 g de anhídrido carbónico y 0, 899 g de agua.
Sabiendo que la densidad de una muestra gaseosa del compuesto es 1, 78 g/L, en condiciones normales de temperatura y presión, indique si se trata de un hidrocarburo saturado o insaturado y escriba todos los isómeros posibles.
C = 12 H = 1 O =16
Sol: C_3H_4 insaturado

17.- Razone dónde habrá mayor número de átomos de oxígeno: en 20,0 gramos de hidróxido de sodio o en 5, 6 litros de oxígeno medidos a 0ºC y 2 atmósferas.

R = 0, 082 atm.L.mol^{-1}.K^{-1} Na = 23 O = 16 H = 1
Sol: en O_2

18.- En un recipiente cerrado de 10 litros se introducen 4 g de oxígeno y 4, 5 g de helio a 35ºC. Calcule la presión total de la mezcla, la presión parcial de helio, la fracción molar de oxígeno y el % del volumen de ese recipiente que estará ocupado por el gas helio.
Datos:
R = 0, 082 atm.L.mol^{-1}.K^{-1} O = 16 He = 4
Sol: P=3,1 atm, P_{He}= 2,8 atm, X_{O2} = 0, 1 , 90%

19.- En la etiqueta de una botella de vinagre comercial se indica que la acidez es del 5 %, es decir, que contiene ese porcentaje en peso de ácido acético. Para comprobar si es cierto, vas a realizar una valoración ácido – base utilizando NaOH 0, 1 M.

a) Describe otras sustancias y aparatos que utilizarás.
b) Explica el procedimiento.
c) Si para valorar 5 ml de vinagre se consumen 33 ml de hidróxido de sodio. ¿cuál será su molaridad?
d) ¿Es cierto lo que dice la etiqueta?

H = 1 C = 12 O = 16 La densidad del vinagre se considera igual que la del agua.
Sol: c) 0,66 M , d) No

20.- Un compuesto está formado por C, H, O y su masa molecular es de 60 g/mol. Cuando se queman 30 g del compuesto en presencia de un exceso de oxígeno, se obtiene un número igual de moles de dióxido de carbono (CO_2) y de agua. Sabiendo que el dióxido de carbono obtenido genera una presión de 2449 mmHg en un recipiente de 10 litros a 120ºC de temperatura:

a) Determine la fórmula empírica del compuesto.
b) Escriba la fórmula molecular y el nombre del compuesto.

C=12 O=16 H=1
R= 0, 082 atm.L.mol^{-1}.K^{-1} 1 atm = 760 mmHg
Sol: a) CH_2O , b) $C_2H_4O_2$

CARACTERÍSTICAS DE LOS PROCESOS RADIACTIVOS
1º BACHILLERATO

- El estudio de los procesos de desintegración radiactiva de los núclidos inestables se hace atendiendo a consideraciones estadísticas. Con el fin de estudiar cuantitativamente dichos procesos, se define una magnitud a la que denominamos **actividad, A.**

La actividad mide la rapidez de desintegración de la muestra radiactiva; es decir, el número de átomos que se desintegran por unidad de tiempo.

En el Sistema Internacional de Unidades (S.I) la unidad con que se mide la actividad es el **becquerel**, de símbolo **Bq.** Un bequerel es la actividad de una muestra radiactiva en la que se produce una desintegración nuclear por segundo.

$$A = \lambda \cdot N$$

La constante de proporcionalidad, λ, es característica para cada núclido, y se denomina, **constante radiactiva o constante de desintegración** del núclido.

- En un instante cualquiera la muestra tendrá inicialmente N_0 núclidos, transcurrido un cierto tiempo ,t, quedarán tan sólo N, ya que el resto se habrá desintegrado:

$$N = N_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t}$$

$$m = m_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t}$$
$$A = A_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t}$$

Esta ley de denomina **ley de la desintegración radiactiva**. Concuerda con los hechos experimentales, que muestran que el número de radionúclidos de una especie, presentes en una muestra radiactiva, disminuye exponencialmente con el tiempo.

- Para cada isótopo radiactivo se define el período de semidesintegración, $T_{1/2}$, como el tiempo que tarda la muestra en reducirse a la mitad. Se mide en segundos.

$$T_{1/2} = Ln2 / \lambda$$

- Relacionado con el período de semidesintegración, se define la **vida media,** τ, de una especie radiactiva como el valor promedio de la vida de un radionúclido; es decir, el tiempo medio necesario para que se produzca una desintegración.

$$\tau = 1 / \lambda$$

FÍSICA ATÓMICA Y NUCLEAR
1º BACHILLERATO

1.- El $^{237}_{94}Pu$ se desintegra, emitiendo partículas alfa, con un período de semidesintegración de 45,7 días.

a) Escribe la reacción de desintegración y determina razonadamente el número másico y el número atómico del elemento resultante.
b) Calcula el tiempo que debe transcurrir para que la actividad de una muestra de dicho núclido se reduzca a la octava parte.

Solución:
a) A = 233, Z = 92
b) t = 138,63 días

2.- a) Escribe y comenta la ley de desintegración exponencial radiactiva.
b) Una muestra de ^{222}Rn contiene inicialmente 10^{12} átomos de este isótopo radiactivo, cuya semivida (o período de semidesintegración) es de 3, 28 días. ¿Cuántos átomos quedan sin desintegrar al cabo de 10 días? Calcula las actividades inicial y final (tras los 10 días) de esta muestra. Expresa tus resultados en Bq.

Solución:
b) $1,2.10^{11}$ átomos; $A_0 = 2,44.10^6$ Bq ; $A = 0,29.10^6$ Bq

5.- Uno de los isótopos de radón, el ^{222}Rn, es radiactivo y su período de semidesintegración es de 3,8 días. Inicialmente, se dispone de una muestra de 2, 7.10^{18} núcleos de ^{222}Rn. Calcular:

a) La actividad inicial de la muestra en Bq.
b) ¿Cuántos núcleos quedan al cabo de19 días?

Dato: 1 Bq = 1 desintegración por segundo = 1 s^{-1}

Solución:
a) $A_0 = 5,7.10^{12}$ Bq
b) $N = 8,83.10^{16}$ núcleos

6.- El período de semidesintegración del cobalto-60 es 5, 27 años. ¿Cuántos gramos de cobalto habrá dentro de diez años de una muestra que tiene actualmente dos gramos de dicho elemento?

Solución:
m = 0,537 g

7.- Se dispone de un mol de un isótopo radiactivo, cuyo período de semidesintegración es de 100días. Contesta razonadamente a las siguientes preguntas:

a) ¿Al cabo de cuánto tiempo quedará solo el 10 % del material inicial?

b) ¿Qué velocidad de semidesintegración o actividad tiene la muestra en ese momento? Expresa el resultado en unidades del S.I.

Dato: N_A= 6,023.10^{23} átomos /mol.

Solución:
a) t = 332,3 días
b) A = 4,83.10^{15} desintegraciones /s

9.- Si un núcleo de Li, de número atómico 3, y número másico 6, reacciona con un núcleo de un determinado elemento X, se producen dos partículas α. Escribe la reacción y determina el número atómico y el número másico del elemento X.

Solución:
Deuterio

10.-Una muestra radiactiva disminuye desde 10^{15} a 10^{9} núcleos en 8 días. Calcula:

a) La constante radiactiva, λ, y el período de semidesintegración $T_{1/2}$.
b) La actividad de la muestra una vez transcurridos 20 días desde que esta tenía 10^{15} núcleos.

Solución:
a) λ = 1,73 días^{-1}; $T_{1/2}$ = 0,4 días.
b) A = 1,88.10^{-5} Bq.

FÍSICA CUÁNTICA. Efecto Fotoeléctrico
1º BACHILLERATO

Se denomina así al fenómeno por el cual muchos materiales, como, por ejemplo, los metales puros, los metaloides y las aleaciones, **expulsan electrones** cuando son iluminados con la luz adecuada.

Este fenómeno fue observado por Hertz a fines del siglo XIX.

Existía el siguiente hecho experimental para el cual no encontraba explicación:

Cada material fotoemisor tiene una frecuencia mínima, denominada frecuencia umbral, f_0, por debajo de la cual no se emiten electrones por muy intensa que sea la radiación empleada o mayor sea el tiempo de exposición.

Es decir, no importa cuanta luz incida en la superficie metálica; si no tiene una frecuencia mínima, no podrá arrancarse ningún electrón del metal.

Los electrones emitidos son llamados a veces , fotoelectrones.

EXPLICACIÓN DEL EFECTO FOTOELÉCTRICO

Para explicar este fenómeno A. Einstein utilizó en 1905, como punto de partida la teoría de Planck. Expuso que la luz estaría formada por partículas luminosas que se denominaron posteriormente fotones, cada una de las cuales dispone de una energía dada por la ecuación:

$$E = h.\, f$$

La situación la podemos visualizar como un fotón chocando contra un electrón y comunicándole su energía.

Si la frecuencia es tal que su energía es igual o superior a la energía de enlace del electrón en el metal quedará liberado.

Y si la frecuencia de la radiación, f, es mayor que la frecuencia umbral, f_0, no sólo se emitirían electrones, sino que además estos tendrán una cierta energía cinética.

A la energía mínima que hay que comunicar a l electrón para ser arrancado se denomina trabajo de extracción:

$$W_{extracción} = h \,.\, f_0$$

La ecuación de Eistein para el efecto fotoeléctrico es:

$$E_{\,fotón} = W_{\,ext} + Ec_{\,máx.\ del\ electrón.}$$
$$h.\, f = h \,.\, f_0 + Ec_{\,máx.\ del\ electrón}$$
$$Ec_{\,máx.\ del\ electrón} = h\,(\,f - f_0)$$

Si aplicamos el potencial de frenado ,V_0, (potencial necesario para parar a los electrones) podremos calcular la Ec. que llevan los electrones como:

Ec máx = e . V_0 , donde e es la carga del electrón .

FÍSICA CUÁNTICA
1º BACHILLERATO

1.- Si iluminamos la superficie de un cierto metal con un haz de luz ultravioleta de frecuencia 2, 1.10^{15} Hz, los fotoelectrones emitidos tienen una energía cinética máxima de 2,5 eV:

a) Explica por qué la existencia de una frecuencia umbral para el efecto fotoeléctrico va en contra de la teoría ondulatoria de la luz.
b) Calcula la función trabajo del metal y su frecuencia umbral.

Datos: h= 6, 63 $.10^{-34}$ J.s; e= $1,6.10^{-19}$ C

Solución:
b) $W_{ext} = 9,9.10^{-19}$ J ; $f_0 = 1,49.10^{15}$ Hz

2.-Describe los resultados experimentales observados en el estudio del efecto fotoeléctrico y que no encontraron explicación en el marco de la física clásica.

Solución:
Ver problema 1 apartado a).

3.- El efecto fotoeléctrico consiste en la emisión de electrones cuando se iluminan ciertos metales. ¿Qué se observa en la emisión de electrones cuando aumentamos la intensidad de la luz incidente sin modificar su frecuencia? ¿Y si manteniendo la misma intensidad aumentamos su frecuencia?

4.- Una superficie de potasio tiene una frecuencia umbral de 4.10^{14} Hz. Si sobre dicha superficie incide luz de 5.10^{15} Hz de frecuencia, calcula:

a) El trabajo de extracción de los electrones en el potasio.
b) La energía cinética de los electrones emitidos.
c) La longitud de onda de De Broglie asociada a los electrones emitidos.

Datos: h= 6, 63 $.10^{-34}$ J.s; c = 3.10^{8} m/s; m_e = 9, 11.10^{-31} kg; 1 eV= 1, 6.10^{-19} J.

Solución:
a) $W_{ext} = 2,65.10^{-19}$ J
b) Ec = 3,05. 10^{-18} J
c) $\lambda = 2,8.10^{-10}$ m

5.- Un fotón se mueve a la velocidad de la luz, *c*, y con una energía *E*. Deduce su longitud de onda.

Solución:

$$\lambda = \frac{1,99.10^{-25}}{E}$$

6.- Los rayos X son radiación electromagnética de frecuencia 1000 veces mayor que la frecuencia de la luz azul:

a) Si un fotón de luz azul arranca un electrón de un material por efecto fotoeléctrico, ¿cuántos electrones arrancaría, del mismo material, un solo fotón de rayos X? Justifícalo.
b) Se consideran dos haces de 1 mW de potencia, uno de luz azul y otro de rayos X. ¿Cuál de los dos transporta más fotones por unidad de tiempo? Justifícalo.

Solución:
a) 1 electrón
b) La luz azul transporta mayor número de fotones.

7.- El trabajo de extracción de sodio es de 2, 5 eV, y lo iluminamos con luz monocromática de longitud de onda $2{,}0.10^{-7}$ m. Determina la frecuencia umbral del sodio y la energía cinética de los electrones emitidos.

Datos**:** h = 6, 63 $.10^{-34}$ J.s; 1 eV = $1{,}6.10^{-19}$ J; c = $3{,}00.10^{8}$ m/s

Solución:
f_0 = 6.10^{14} Hz; Ec = 5,95 . 10^{-19} J

8.- Considérense las longitudes de onda de un electrón y de un protón. Indica cuál es menor si las partículas tienen:

a) La misma velocidad.
b) La misma energía cinética.
c) El mismo momento lineal.

10.- La frecuencia de la luz roja es de $4{,}5.10^{14}$ Hz. Determina la energía y la cantidad de movimiento de los fotones que la constituyen.

Datos: C= 3.10^{8}m/s h= $6{,}6.10^{-34}$ J.s

Solución:
E = $2{,}97.10^{-19}$ J ; p = $9{,}9.10^{-28}$ kg. m/s

11.- La longitud de onda umbral de la plata para que se produzca efecto fotoeléctrico es de 262nm:

a) Halla la función trabajo de la plata.
b) Halla la energía cinética máxima de los electrones si la longitud de onda de la luz incidente es de 175 nm.

Datos: h= $6{,}6.10^{-34}$ J.s

Solución:
a) W_{ext} = $7{,}59.10^{-19}$ J
b) Ec = $3{,}77.10^{-19}$ J

12.- Un cierto haz luminoso provoca efecto fotoeléctrico en un determinado metal:

a) Explica cómo se modifica el número de fotoelectrones y su energía cinética si:

I. Aumenta la intensidad del haz luminoso.
II. Aumenta la frecuencia de la luz incidente
III. Disminuye la frecuencia de la luz por debajo de la frecuencia umbral del metal.

b) ¿Cómo se define la magnitud trabajo de extracción?

13.- Concepto de fotón. Dualidad onda-corpúsculo.

14.- Calcula la energía cinética de los electrones emitidos cuando un metal, cuya función trabajo es 2, 3 eV, se ilumina con luz de 450 nm.

Datos: h = $6{,}6.10^{-34}$ J.s; e = $1{,}6 .10^{-19}$C

Solución:
Ec = $7{,}4.10^{-20}$ J

15.- Una antena de telefonía móvil emite radiación de 900 MHz con una potencia de 1 500 W. Calcula:

a) La longitud de onda de la radiación emitida.
b) La intensidad de la radiación emitida.
c) El número de fotones emitidos por la antena durante 1 s.

Datos: h= $6{,}6.10^{-34}$ J.s ; r = 50 m

Solución:
a) λ = 0,3 m
b) I = 0,048 W/m^2
c) nº fotones = $2{,}51.10^{27}$ fotones/s

16.- a) ¿Cuánta energía transporta un fotón "medio" de luz visible con una longitud de onda de 5.10^{-7} m?
b) Halla el número de fotones de luz visible emitidos por segundo por una lámpara de 100 W que emite el 1% de su potencia en la región visible.

Dato: h= $6{,}6.10^{-34}$ J.s

Solución:
a) E = $3{,}97.10^{-19}$ J
b) $2{,}52.10^{18}$ fotones

CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS
1º BACHILLERATO

Una configuración electrónica no es más que una distribución de los electrones que tiene un átomo o un ion en sus respectivos orbitales.
Cuando esta es la mínima energía se denomina **estado fundamental**. Si algún electrón está en un nivel energético superior, tendríamos la configuración electrónica de un **estado excitado.**

Dentro de la configuración electrónica es de extraordinaria importancia la que se refiere al nivel energético más externo ocupado de un elemento, que se denomina **configuración electrónica de la capa de valencia.**

Principio de exclusión de Pauli

Cada orbital sólo puede albergar un número máximo de electrones. A partir de la observaciones experimentales, el físico austriaco W.Pauli estableció que:

“ En un mismo átomo no peden existir dos electrones con los valores de los cuatro números cuánticos iguales.”

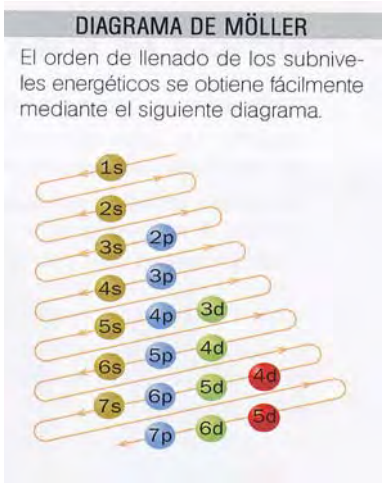
Las consecuencias inmediatas son que:

1.- **Cada orbital** sólo puede albergar un **máximo de dos electrones**.

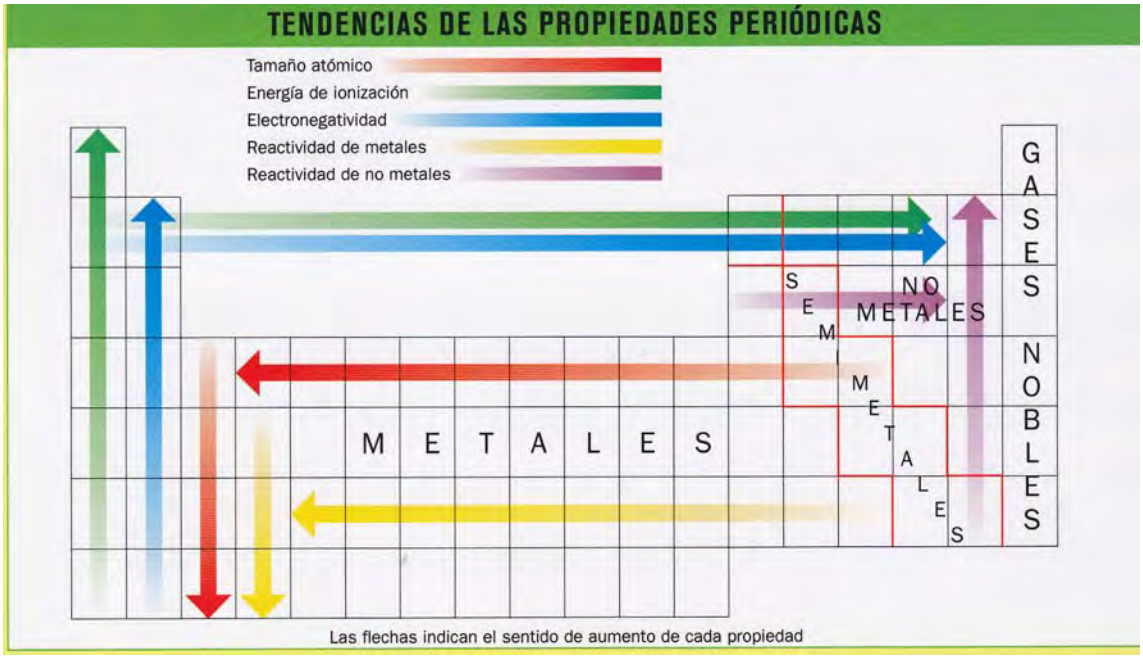
2.- Estos dos electrones han de tener espines contrarios, es decir, sus respectivos campos magnéticos son opuestos. Se dice que los espines están apareados.

Principio de máxima multiplicidad de Hund.

Cuando en un subnivel energético existen varios orbitales disponibles, los electrones tienden a ocupar el máximo número de ellos, y, además, con espines paralelos.



PROPIEDADES PERIÓDICAS
1º BACHILLERATO



Radio atómico y radio iónico

El ***radio atómico*** se define como:

La mitad de la distancia entre dos núcleos de dos átomos adyacentes en un sólido metálico, o bien, en el caso de sustancias covalentes, a partir de la distancia entre dos núcleos de los átomos idénticos de una molécula.

Dentro del Sistema Periódico se observan las siguientes tendencias:

1.- En un mismo **grupo o familia**, el radio aumenta hacia abajo. Esto es debido a que, al pasar de un periodo al siguiente aumenta el número de capas electrónicas.

2.- En un mismo **período**, el radio aumenta hacia la izquierda. Ahora, el número de capas es el mismo, pero al desplazarse hacia la izquierda disminuye el número atómico Z, es decir, del número de cargas positivas del núcleo. Esto se traduce en una menor atracción sobre la envoltura electrónica, con el consiguiente aumento del tamaño.

En el caso de los ***radios iónicos*** , es decir, el radio del ion que puede formar un elemento dado:

1.- El radio de un ion positivo, *catión*, es menor que el de su elemento. Al ser menor el número de electrones, la fuerza nuclear es mayor, con la consiguiente atracción del ion.

2.- El radio de un ion negativo, *anión*, es mayor que el de su elemento. Ahora, al aumentar el número de electrones, se produce mayor repulsión entre estos, con la consiguiente expansión de la nube electrónica. Además el ion tiene más electrones y la fuerza con la que son atraídos por el núcleo es menor.

3.- Dentro de un mismo **período** , los radios catiónicos disminuyen hacia la derecha, ya que así aumenta Z.

4.- Dentro de un mismo **período** los radios aniónicos aumentan hacia la izquierda por que en este sentido diminuye la Z.

5.- En un mismo **grupo** tanto los radios catiónicos como los aniónicos aumentan hacia abajo, ya que, en ese sentido, se va añadiendo una capa electrónica más.

Energía de ionización

Se define como:

La energía mínima necesaria para arrancar un electrón de un átomo neutro en estado gaseoso y en su estado fundamental.
En átomos polielectrónicos podemos arrancar más de un electrón, existe por tanto la 2ª energía de ionización , 3ª....

Dentro de un mismo grupo, la energía de ionización aumenta hacia arriba. Esto es debido a que, al pasar de un elemento al siguiente por encima en ese grupo, consideraremos una capa electrónica menos. Ahora, los electrones periféricos estarán más fuertemente atraídos y, por tanto, costará más energía arrancarlos.

En un mismo período, en general, la energía de ionización aumenta hacia la derecha. Ahora, en ese mismo sentido , también va aumentando la carga nuclear (Z), lo que se traduce en una mayor atracción del núcleo sobre el electrón. Por tanto, será necesaria más energía para arrancarle del átomo.
Existen numerosas excepciones.

$$X\,(g) + PI \longrightarrow X^{+}\,(g) + 1\,e^{-}$$

Afinidad electrónica

Se define como:

La energía desprendida (a veces absorbida) cuando un átomo neutro en estado gaseoso y en estado fundamental acepta un electrón para formar un ion negativo:

$$X\,(g) + e^- \longrightarrow X^-\,(g) \qquad Ae$$

La afinidad electrónica varía, en valor absoluto, de la misma forma que la energía de ionización, existen muchas excepciones.

Electronegatividad

Esta propiedad podemos definirla como:

La capacidad que tiene un átomo de un elemento dado a atraer hacia sí el par (o pares) de electrones compartidos en un enlace covalente.

Elementos con altos valores de energías de ionización y de afinidad electrónica, tendrán valores elevados de electronegatividad.

La electronegatividad sirve para reflejar el mayor o menor ***carácter metálico*** de los elementos. Así elementos con alta electronegatividad serán no metales, y por el contrario, aquellos con baja electronegatividad, serán metales

ESTRUCTURA ATÓMICA. SISTEMA PERIÓDICO (I)
1º BACHILLERATO

1.- a) Defina afinidad electrónica.
b) ¿Qué criterio se sigue para ordenar los elementos en la tabla periódica?
c) Justifique cómo varía la energía de ionización a lo largo de un período.

2.- La primera energía de ionización del fósforo es de 1012 $kJ.mol^{-1}$, y la del azufre, de 999,5 $kJ.mol^{-1}$. Defina energía de ionización e indique, razonadamente, si los valores anteriores son los que cabe esperar para la configuración electrónica de los dos elementos.

3.- Dadas las configuraciones electrónicas para los átomos neutros:

M: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ N: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 5s^1$

Explique cada una de las siguientes afirmaciones e indique si alguna de ellas es falsa:

a) La configuración M corresponde a un átomo de sodio
b) M y N representan elementos diferentes
c) Para pasar de la configuración M a la N, se necesita energía.

6.-El último electrón que completa la configuración electrónica , en su estado fundamental, de un átomo del elemento A del Sistema Periódico tiene como números cuánticos: n = 3, l = 2.
El último electrón que completa la configuración electrónica, en su estado fundamental, de un átomo del elemento B del Sistema Periódico tiene como números cuánticos n=4 y l = 1.

a) Indicar, razonadamente, entre qué valores está comprendido el número atómico del elemento A y el del elemento B.
b) Indicar, razonadamente, el elemento más electronegativo.

7.- Indicar los valores posibles de los números cuánticos n, l, m y s para un electrón situado en un orbital 4f.

8.- a) Las siguientes configuraciones electrónicas de átomos en su estado fundamental son incorrectas. Indica por qué:

i. $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^1$
ii. $1s^2\ 2s^1\ 2p^6\ 3s^2$
iii. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3d^2$
iv. $1s^3\ 2s^2\ 2p^4$

b) Ordena los siguientes cationes en orden creciente de radio atómico: Be^{2+}, Li^+, Na^+ y K^+. Razona tu respuesta.

9.- a) Escriba las configuraciones electrónicas externas características de los metales alcalinotérreos y de los halógenos. Ponga un ejemplo de cada uno.
b) ¿Quien presenta mayor afinidad electrónica, los metales alcalinos o los alcalinotérreos?

c) Defina potencial (energía) de ionización. Indique y justifique qué elemento del sistema periódico tiene la mayor energía de ionización .

10.- a) Razone cuál de los dos iones que se indican tiene mayor radio iónico: Na^{+} y Al^{3+}.
b) ¿Cuántos electrones puede haber con n=3 en un mismo átomo? ¿En qué principio de basa?

11.- Para los tres elementos siguientes, el número atómico es 19, 35 y 54. Indique de forma razonada:

a) El elemento y su configuración electrónica
b) Grupo y período del sistema periódico al cual pertenece.
c) El elemento que tiene menor potencial de ionización.
d) El estado de oxidación más probable en cada caso.
e) Configuración electrónica de los iones resultantes en el apartado anterior.

12.- Un átomo tiene la configuración electrónica siguientes: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 5s^1$: ¿cuáles serán los números cuánticos de su electrón más externo?.
Justifique la veracidad ola falsedad de las afirmaciones siguientes sobre el átomo anterior y su configuración electrónica:

a) Se encuentra en su estado fundamental.
b) Pertenece al grupo de los elementos alcalinos.
c) Es del quinto período del sistema periódico.
d) Formará preferentemente compuestos con enlace covalente.

13.- Supongamos cuatro elementos del sistema periódico A, B, C y D, cuyos números atómicos son: 37, 38, 53 y 54, respectivamente:

a) Escriba sus configuraciones electrónicas.
b) ¿A qué grupo y período pertenece cada elemento?
c) Señale y justifique cuál de los elementos presenta mayor afinidad electrónica.
d) Razone el tipo de enlace que se establecerá entre A y C.
e) ¿Qué elemento presenta mayor radio atómico?

14.- a) Ordene de mayor a menor radio iónico, justificando tu respuesta, los siguientes iones, Be^{2+}, Li^{+}, F^{-}, N^{3-}.
b) Ordene de mayor a menor potencial de ionización, justificando su respuesta, los elementos de los que estos iones proceden.

15.- En la misma columna del Sistema Periódico se encuentran los siguientes elementos, colocados por orden creciente de número atómico: Flúor, cloro, bromo. El número atómico del flúor es el 9.

a) Escribe la configuración electrónica de los tres elementos.
b) Razona cuál de ellos es el más electronegativo
c) Explica el ion que tiene tendencia a formar cada uno de ellos.
d) Explica si cada ion es mayor o menor que el átomo del que procede.

ESTRUCTURA ATÓMICA. SISTEMA PERIÓDICO (II)
1º BACHILLERATO

1.- Dado el elemento Z =19:

a) Escriba su configuración electrónica
b) Indique a qué grupo y período pertenece
c) ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?

2.- Dados los elementos de números atómicos 19, 25 y 48:

a) Escriba la configuración electrónica en el estado fundamental de estos elementos.
b) Indique el grupo y período al que pertenece cada uno y explique si el elemento de número atómico 30 pertenece al mismo período o al mismo grupo que los anteriores.
c) ¿Qué características común presentan en su configuración electrónica los elementos de un mismo grupo?.

3.- Los números atómicos de varios elementos son los siguientes: A = 9, B =16 , C = 17, D =19 , E = 20. Explique razonando la respuesta:

a) Cuál de ellos es un metal alcalino
b) Cuál es el más electronegativo
c) Cuál es el de menor potencial de ionización.

4.- a) Indicar razonadamente los números cuánticos que pueden tener los electrones desapareados del elemento del Sistema Periódico de número atómico Z=16.

b) Dados los números cuánticos del último electrón que completa la configuración electrónica, en su estado fundamental, de dos elementos del Sistema Periódico. ¿Cómo puede saberse si forman un enlace iónico?

5.- Justifica la verdad o falsedad de los siguientes enunciados:

a) Una combinación posible de números cuánticos para un electrón situado en un orbital 2p es (2 , 0, 0, ½).
b) El primer potencial de ionización del Ne es superior al del Na

6.- Indica en los siguientes pares de iones cuál es el de mayor radio: K^+ y Ca^{2+} ; S^{2-} y Cl^- Justifica la respuesta.
Datos: K=19 Ca=20 S=16 Cl=17

7.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de dos elementos:

$$\mathbf{A : 1s^2\ 2s^2\ 2p^2 \quad ; \quad B: 1s^2\ 2s^2\ 2p^1\ 3s^1}$$

Indique de un modo razonado si las afirmaciones siguientes son verdaderas o falsas:

a) Es posible la configuración dada para B
b) Las dos configuraciones corresponden al mismo elemento
c) Para separar un electrón de B se necesita más energía que para separarlo de A

8.- Dos átomos de hidrógeno se encuentran en los estados excitados correspondientes a los niveles n=2 y n=4, respectivamente. Si estos átomos vuelven directamente a su estado fundamental:

a) Justifique si los átomos emitirán o absorberán energía en forma de radiación.
b) Razone para cuál de los dos átomos la radiación electromagnética implicada tendrá más energía y para cuál de ellos la longitud de onda será mayor.
c) Defina energía de ionización de un átomo y discuta cómo varía con su tamaño.

9.- a) Indique la estructura electrónica de los elementos cuyos números atómicos son: 11, 12, 13, 15 y 17.
Razone la naturaleza de los enlaces que darían:

b) El elemento de número atómico 11 con el de número atómico 17
c) El de número atómico 12 con el de número atómico 17
d) El de número atómico 13 con el de número atómico 17
e) El de número atómico 15 con el de número atómico 17

10.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$
D: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6 3s^2\ 3p^3$ E: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

Indica las fórmulas y los tipos de enlace predominantes en los posibles compuestos que pueden formarse al unirse: AE, BE, CE, DE y EE

11.- Responder, razonando las respuestas, a las siguientes cuestiones que se plantean, indicado si son verdaderas o falsas:

a) Los valores (3,2,2,+1/2) representan a un electrón situado en un orbital 3d.
b) A lo largo de un período, las propiedades químicas de los elementos son semejantes.
c) La energía de ionización en un período aumenta de izquierda a derecha.
d) Los elementos de un mismo grupo presentan propiedades químicas muy similares pero no iguales, debido a que su configuración electrónica externa varía muy poco de unos a otros.

12.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas más externas:

a) ns^1
b) $ns^2\ np^1$
c) $ns^2\ np^3$
d) ns^2np^6

Identifique dos elementos de los grupos anteriores y razone cuáles serán los estados de oxidación más estables de esos elementos.

13.- Dado el elemento A(Z = 17), justifique cuál o cuales de los siguientes elementos, B(Z = 19) , C(Z = 35) yD(Z =11):

a) Se encuentra en su mismo período.
b) Se encuentran en su mismo grupo
c) Son más electronegativos
d) Tienen menor energía de ionización

14.- Enuncie los postulados del modelo atómico de Bohr y explique la diferencia fundamental entre este modelo y el de Rutherford.

15.- Defina la electronegatividad y justifique el orden que presentará respecto a esta propiedad los elementos: calcio, aluminio, potasio, oxígeno, helio y fósforo.

Datos: Ca = 20 K = 19 P = 15 Al = 13 O = 8 He = 2

16.- a) Escribe la configuración electrónica de los átomos de azufre (Z=16), calcio (Z=20) y selenio (Z=34). Ordénalos de mayor a menor tamaño.
b) Escribe la configuración electrónica de los iones S^{2-} , Ca^{2+} y Se^{2-}. Ordénalos de mayor a menor tamaño.

17.- a) Ordene razonadamente los elementos A, B y C cuyos números atómicos son 3, 11 y 19 respectivamente, por orden creciente de su energía de ionización.

b) Ordene razonadamente los elementos D, E y F cuyos números atómicos son 4, 6 y 9 respectivamente, por orden creciente de su radio atómico.

TIPOS DE SUSTANCIAS SEGÚN SUS ENLACES
1º BACHILLERATO

	Compuestos iónicos	**Sustancias covalentes moleculares**	**Sustancias covalentes atómicos**	**Metales**
Partículas en el cristal	Cationes y aniones	Moléculas	Átomos	Cationes
Fuerzas presentes	Enlaces iónicos Fzas electrostáticas	Enlaces covalentes intermoleculares	Enlaces covalentes	Enlaces metálicos
Puntos de fusión	Altos, por encima de 600ºC	Bajos en general, de -272ºC a 400ºC	Elevados entre 1200ºC y 3600ºC	Variados de -39ºC a 3400ºC
Solubilidad	Solubles en agua y otros disolventes polares	Las sustancias apolares son solubles en disolventes apolares. La polares en disolventes polares	Insolubles	Solubles en otro metal fundido (aleaciones)
Conductividad eléctrica	Conductores sólo en disolución o fundidos	Sustancias apolares, no conductoras. Sustancias polares algo conductoras	No conductores	Buenos conductores en estado sólido
Otras características	▪ Forman redes cristalinas de gran estabilidad. ▪ La disolución de los compuestos iónicos produce la *disociación iónica* de éstos. ▪ Duros y frágiles	▪ En condiciones ordinarias pueden ser gases, líquidos o sólidos. ▪ Puntos de fusión y de ebullición bajos porque al fundir o hervir se romper las atracciones intermolecu-lares	▪ Los más duros de todos los sólidos como consecuencia de la gran estabilidad de sus enlaces. ▪ No conducen la electricidad, ya que no tienen iones y sus electrones de valencia, claramente localizados, carecen de libertada de desplazamien -to.	▪ Los valores más altos de puntos de fusión corresponden a los metales de las series de transición. ▪ Densidades elevadas, debido a sus estructuras compactas. ▪ Buenas propiedades mecánicas: tenaces, dúctiles y maleables.
Ejemplos	NaCl, $CaBr_2$, K_2SO_4	H_2O (s) , I_2, S_8, $C_6H_{12}O_6$	C, SiO_2	Al, Na, Fe, Cu

METODO RPECV
1º BACHILLERATO

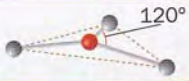
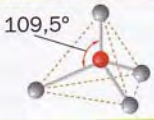
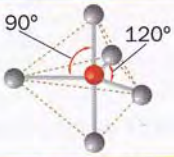
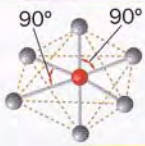
La geometría molecular es el resultado de la distribución tridimensional de los átomos en la molécula, y viene definida por la **disposición espacial de los núcleos atómicos.**

Con el método RPECV (Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia), la geometría de la molécula se puede predecir por simples consideraciones electrostáticas. La hipótesis central es:

"Las nubes electrónicas de los pares de electrones de la capa de valencia que rodean al átomo central se repelen entre sí, adoptando una disposición espacial que minimiza la repulsión eléctrica".

Para predecir la forma geométrica se deben seguir los siguientes pasos:

1.- Se obtiene la estructura óptima de **Lewis.**
2.- Se cuenta el **número de regiones** o zonas de alta densidad electrónica en torno al átomo central sin efectuar distinción entre enlaces (sencillos, dobles o triples) y pares de electrones solitarios.
3.- Se **representan gráficamente** las orientaciones siguiendo el esquema adjunto.
4.- Se **colocan los átomos** que rodean al átomo central en los extremos de algunas o todas las nubes electrónicas.
5.- Se obtiene la **forma geométrica** de la molécula o ion molecular a partir de la disposición espacial de los núcleos de los átomos presentes, no de las nubes electrónicas.

Tipo de molécula	Pares electrónicos totales	Geometría	Estructura	Ejemplo
AX_2	2	Lineal		$BeCl_2$
AX_3	3	Plana trigonal		BF_3
AX_4	4	Tetraédrica		CF_4
AX_5	5	Bipirámide trigonal		PCl_5
AX_6	6	Octaédrica		SF_6

MOLÉCULAS SIN PARES ELECTRÓNICOS LIBRES

- **Moléculas de tipo AB_2**

Ejemplos de este tipo de moléculas o iones moleculares son $BeCl_2$, CO_2, N_2O y N_3^-.
En todos los casos la forma de la molécula es **lineal.** El átomo central está rodeado dos zonas de alta densidad eléctrónica, que se orientan hacia los extremos opuestos de una línea recta, con el fin de minimizar las repulsiones electrónicas.

La molécula será lineal con un ángulo de enlace de 180º.

- **Moléculas de tipo AB_3**

A este grupo pertenecen especies tales como: BF_3, SO_3, NO_3^- y CO_3^-. Serán moléculas planas con forma triangular. El átomo central está rodeado de tres zonas de alta densidad electrónica que se orientan hacia los vértices de un triángulo equilátero, con el fin de minimizar las repulsiones electrónicas.

La molécula es plana y trigonal con ángulos de enlace de 120º.

- **Moléculas de tipo AB_4**

A este grupo perteneces especies tale como: CH_4, SiH_4, CCl_4, SO_4^{2-} y PO_4^{3-}. Serán moléculas tridimensionales. El átomo central está rodeado de cuatro zonas de alta densidad electrónica que se orientan hacia los vértices de un tetraedro, con el fin de minimizar las repulsiones electrónicas.

La molécula es tetraédrica con ángulos de enlace de 109,5º

- **Moléculas de tipo AB_5**

Se trata de un caso especial que se da en moléculas tales como PCl_5 y $SbCl_5$.
El átomo central está rodeado de cinco zonas de alta densidad electrónica que se orientarán hacia los vértices de una bipirámide trigonal.
En este caso coexisten dos ángulos de enlace: unos, de 120º, entre átomos en posición Ecuatorial y otros, más cerrados de 90º, entre los átomos axiales y los ecuatoriales, con el fin de minimizar las repulsiones electrónicas.

La molécula tiene forma de bipirámide trigonal.

- **Moléculas de tipo AB_6**

El ejemplo más característico es el SF_6 (hexafluoruro de azufre).
Su estructura muestra seis regiones de alta densidad electrónica en torno al átomo central, que se orientarán hacia los vértices de un tetraedro, con el fin de minimizar las repulsiones electrónicas.
Todos los ángulos de enlace vales 90º.

La molécula tiene forma octaédrica con ángulos de enlace de 90º.

MOLÉCULAS CON PARES ELECTRÓNICOS LIBRES

- Si el átomo central no posee pares electrónicos solitarios, la geometría de la molécula coincide con la disposición espacial de las nubes electrónicas.

- Si existen pares de electrones libres (no enlazantes), la geometría no coincidirá con la disposición espacial de todas las nubes electrónicas. En este caso, la geometría vendrá determinada únicamente por los pares de enlace, y los ángulos entre enlaces disminuirán respecto a los de sus especies homólogas con todos los pares enlazantes.

Tipo de molécula	Pares electrónicos totales	Pares electrónicos libres	Geometría	Forma molecular	Ejemplos
AX_3	3	1	Angular		$SnCl_2$, SO_2
AX_4	4	1	Piramidal trigonal		NH_3, PCl_3
		2	Angular		H_2O, SF_2
AX_5	5	1	Silla de montar		SF_4
		2	Forma de T		ClF_3
		3	Lineal		XeF_2, IF_2^-
AX_6	6	1	Piramidal cuadrada		ICl_5, BrF_5
		2	Plana cuadrada		IF_4^-, XeF_4

ENLACE QUÍMICO (I)
1º BACHILLERATO

1.- Describa la geometría molecular del tricloruro de nitrógeno y del agua que se obtendría al aplicar la Teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (RPECV).

2.- a) Ordena las siguientes moléculas por orden creciente de su momento dipolar: BCl_3, H_2O y H_2S.
b) Explica la hibridación del átomo de B en la molécula de BCl_3
Datos: Números atómicos: B = 5 Cl = 17

3.- a) Indique cuál es la geometría de las moléculas AlH_3, BeI_2, PH_3 y CH_4 según la teoría de la repulsión de par de electrones en la capa de valencia.
b) Señale y justifique si alguna de las moléculas anteriores es polar.

4.- Conteste razonadamente:
a) ¿Qué tipo de enlace N-H existe en el amoníaco? ¿Y entre los átomos de K en el potasio sólido?
b) ¿Qué fuerzas hay que romper para fundir el bromuro potásico sólido? ¿Y para fundir el (I_2) sólido?

5.- ¿Cuál de los siguientes compuestos es más soluble en agua: CsI o CaO? Justifique la respuesta.

6.- Deduzca las geometrías moleculares de las especies NF_3 y BF_3, indicando en cada caso la hibridación de orbitales atómicos del elemento central y su polaridad (si existe).

7.- Defina el concepto de energía de red y explique cuáles son los factores que afectan a dicha magnitud mediante ejemplos adecuados.

8.- De las siguientes moléculas: NO, C_2H_4, CO_2, N_2, Cl_4C y SO_2, indique:

a) ¿En que moléculas todos los enlaces son sencillos?
b) ¿En qué moléculas existe algún enlace doble?
c) ¿En qué moléculas existe un número impar de electrones. Razone la respuesta utilizando estructuras de Lewis.

9.- Dadas las siguientes sustancias: H_2, NaF, H_2O, C (diamante) y $CaSO_4$:
a) Explique el tipo de enlace que presenta cada una.
b) Indique el estado de agregación para esas sustancias en condiciones normales.

10.- Según la teoría del modelo de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia, indique para las moléculas de metano, CH_4, tricloruro de fósforo, PCl_3; hexafluoruro de azufre SF_6:
a) El número de pares de electrones de enlace y de pares de electrones solitarios que presentan.
b) La ordenación espacial de los pares de electrones de valencia para el átomo central.
c) La geometría que presenta la molécula.

ENLACE QUÍMICO (II)
1º BACHILLERATO

1.- Justifique las siguientes afirmaciones:

a) A 25ºC y 1 atm, el agua es un líquido y el sulfuro de hidrógeno un gas.
b) El etanol es soluble en agua y el etano no los es
c) En condiciones normales el flúor y el cloro son gases, el bromo es líquido y el yodo es sólido.

2.- En las siguientes parejas de moléculas, una de ellas es polar y la otra no lo es:

HI , I_2 NH_3 , BF_3 H_2O, BCl_2

a) Explique razonadamente la geometría de estas moléculas
b) Indique razonadamente en cada pareja cuál es la molécula polar y cuál la no polar.

3.- Responder a las siguientes cuestiones:

a) Representar las estructuras de Lewis para las siguientes moléculas es estado gaseoso indicando el número de pares enlazantes y no enlazantes (libres) en el entorno de cada átomo central: H_2O, $BeCl_2$, BCl_3, NH_3
b) Razonar qué moléculas se pueden considerar como excepciones a la regla del octeto.
c) Dibujar la geometría de cada molécula.

Datos: Números atómicos (Z): Cl = 17 Be = 4 B = 5 C = 6 N = 7 O = 8 H = 1

4.- a) Definir energía reticular

b) Relacionar la energía reticular con otras energías en el ciclo de Born – Haber para la formación de NaCl
c) Se consideran los compuestos iónicos los formados por un mismo catión y los aniones halógenos (F^-,Cl^-, Br^-, I^-). A medida que aumenta el número atómico de los halógenos, ¿cómo varía el punto de fusión de los compuestos iónicos?. Razónalo.

5.- a) Explica cuál es la hibridación de los orbitales de los átomos de carbono en la molécula de eteno.
b) Indica si las fórmulas de: H_2O y CO_2 presentan momento bipolar.

6.- Discuta si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) Todos los compuestos covalentes tienen bajos puntos de fusión y ebullición.
b) Todas las moléculas que contienen hidrógeno pueden unirse a través de enlaces de hidrógeno intermoleculares .

7.- A 272 K el magnesio, el agua y el diamante son sólidos, pero la naturaleza de sus redes cristalinas es muy diferente. Explica el tipo de sólido que forman e indica, justificándolo, quién presenta un mayor punto de fusión.

8.- De acuerdo con la teoría de hibridación de los orbitales, predice la geometría de las moléculas de BeH_2, BCl_3 y CH_4.

9.-Indica, justificándolo , cuál de los siguientes compuestos es más soluble en agua:

a) $NaCl/CCl_4$
b) CH_3OH/CH_3-O- CH_3
c) C_6H_6 /H_2O_2

10.- Calcule la energía de red a partir de los siguientes datos: $\Delta H_{formación}$ ($CaCl_2$)= -796 kJ/mol ; $\Delta H_{sublimación}$ (Ca) = 178 kJ/mol; $\Delta H_{disociación}$ (Cl_2) = 244 kJ/mol ; $\Delta H_{1ª\ ionización}$ (Ca) = 590 kJ/mol ; $\Delta H_{2ª\ ionización}$(Ca) = 1146 kJ/mol; $\Delta H_{af.\ electrónica}$(Cl) = -349 kJ/mol.

11.- Defina energía reticular de un compuesto iónico y conecte este conceptocon el ciclo de Born-Haber.

12.- Desarrolle, la geometría de las moléculas de BF_3, NH_3 y CH_4. Comente las diferencias, si las hay, justificando sus afirmaciones.

13.- Dadas las siguientes sustancias: flúor, fluoruro sódico, fluoruro de hidrógeno.

a) Explica el tipo de enlace que se puede encontrar en cada una de ellas.
b) Ordénelas, razonadamente, de mayor a menor punto de fusión.

Datos: (Z): H = 1 F = 9 Na = 11

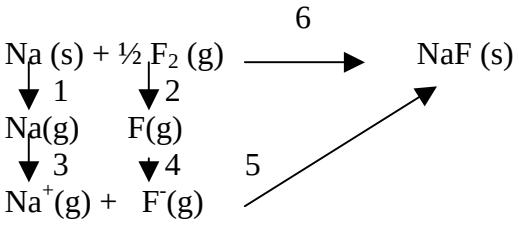
14.- Considere las siguientes moléculas CCl_4, F_2O y NCl_3. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Dibuje su estructura de Lewis
b) Describa su forma geométrica.
c) Clasifique las moléculas anteriores como polares o apolares.

CICLO DE BORN HABER
1º BACHILLERATO

1.- A partir del esquema del ciclo de Born-Haber para el fluoruro de sodio:

a) Nombre las energías implicas en los procesos 1, 2 y 3
b) Nombre las energías implicadas en los procesos 4,5,y 6
c) Justifique si son positivas o negativas las energías implicadas en los procesos 1, 2 ,3,4 y 5.
d) El función del tamaño de los iones justifique si la energía reticular del fluoruro sódico será mayor o menor, en valor absoluto, que la del cloruro de sodio. Justifique la respuesta.



2.- Diseña el ciclo de Born-Haber para el cloruro de aluminio

3.- Indica cómo aplicarías el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular del fluoruro de calcio.

4.- Calcula la energía reticular del MgO sabiendo que:
ΔHf del MgO = -602,0 kJ/mol
ΔH sublimación del MgO = 146,1 kJ/mol
ΔH Disociación del O_2 = 498,2 kJ/mol
ΔH 1ª ionización Mg = 736,3 kJ/mol
ΔH 2ª ionización Mg = 1447,9 kJ/mol
ΔH 1ªafinidad electrónica del O = - 141,2 kJ/mol
ΔH 2ª afinidad electrónica del O = - 791,0 kJ/mol

Energía reticular: La energía de red o energía reticular (Er) es la energía desprendida (-) cuando se forma un mol de un cristal iónico a partir de sus iones en estado gaseoso.

La energía reticular es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia que las separa.

$$\mathbf{Er \propto Z_{+} \cdot Z_{-} / d}$$

Al aumentar la energía reticular, aumenta la estabilidad del compuesto cristalino.

Ejemplo:

Explica brevemente:

a) *¿Por qué la energía reticular del cloruro de sodio es mayor que la del bromuro de potasio?*
b) *¿Por qué la energía reticular del cloruro de sodio es menor que la del óxido de sodio?*

CINEMÁTICA
1º BACHILLERATO

1.- Un tren metropolitano parte de una estación con aceleración constante y al cabo de 10 segundos alcanza una velocidad de 72 km/h. Mantiene este velocidad durante 2 minutos. Al llegar a la estación siguiente frena uniformemente recorriendo 200 metros hasta parar. Se supone movimiento rectilíneo. Calcular:

a) La aceleración en la primera fase del movimiento
b) El espacio que recorre mientras acelera
c) La aceleración que tiene en la última fase
d) Tiempo que ha estado en movimiento
e) Espacio total recorrido
f) Dibujar los diagramas a – t , v – t-

Solución: a) 2m/s^2 b) 100m c)-1m/s^2 d)150s e)2700m

2.- Desde la azotea de un edificio de 80m de altura se lanza verticalmente hacia arriba una piedra con una velocidad de 20 m/s. Calcular:

a) Altura respecto de la calle a la que se encuentra 1 s después de ser lanzado.
b) Altura máxima que alcanza sobre la calle
c) Posición respecto a la calle a los 4 s
d) Tiempo que tarda en llegar a la calle
e) Velocidad que tiene a los 3 segundos
f) Velocidad con que llega al suelo

Solución: a) 15, 1 m b) 20, 4 m c)81, 6 m d)6, 56s e)-9, 4m/s f)-24,28m/s

3.- Por un punto pasa un cuerpo con una velocidad constante de 20m/s. Dos segundos más tarde, parte del mismo punto en la misma dirección y sentido otro cuerpo con aceleración constante de 2 m/s^2. Calcular:

a) Tiempo que tarda el segundo cuerpo en alcanzar al primero
b) ¿A que distancia lo alcanza?
c) Velocidad que tiene cada uno en ese instante.

Solución: a) 21, 83 s b) 476,6m c)20m/s / 43, 66m/s

4.- Una partícula describe una circunferencia de 5 m de radio con velocidad constante de 2 m/s. En un instante dado frena con una aceleración constante de 0, 5 m/s^2 hasta pararse. Calcular:

a) La aceleración de la partícula antes de empezara a frenar
b) La aceleración 2 s después de empezar a frenar.
c) La aceleración angular mientras frena
d) Tiempo que tarda en parar
e) Número de vueltas que da desde que empieza a frenar hasta que se para.

Solución: a) 0, 8 m/s^2 b) 0, 53 m/s^2 c) 0, 1 rad/s^2 d) 4s e) 0, 12 vueltas

5.- Se lanza hacia arriba una bola con una velocidad de 12 m/s.

a) ¿Cuánto tiempo tarda la bola en alcanzar el punto más alto?
b) ¿Cuánto sube la bola?
c) ¿cuál es el intervalo de tiempo que transcurre entre los instantes en que la bola sale de la mano y vuelve a ella?

Dato: g = 9,8 m/s^2

Solución: a) 1, 22 s b)7, 35m c)2, 44 s

6.- Desde un acantilado de 60 m de altura se lanza un cuerpo horizontalmente con una velocidad de 20 m/s. Calcular:

a) Dónde se encuentra el cuerpo 2 s después
b) Qué velocidad tienen en ese instante
c) Cuánto tiempo tarda en llegar a la superficie del agua
d) Cuánto vale el alcance máximo
e) En que punto de la trayectoria Vx = Vy

Solución: a) (40,20)m b) 20.√2 m/s c) 3,46s d) 39,96 m/s

f) 69,2 m

7.- Un cañón dispara un proyectil con una velocidad de 400 m/s y un ángulo de elevación de 30º. Calcular:

a) La posición y la velocidad del proyectil a los 5 s
b) En qué instante el proyectil se encuentra a 1000 m de altura. ¿qué velocidad tiene en esos instantes?
c) Altura máxima alcanzada por el proyectil
d) Velocidad en ese instante
e) Alcance máximo
f) ¿Con qué velocidad llega a la horizontal del punto de lanzamiento

Solución: a) 1000.√3, 875) m / 377,49 m/s
b) 5,86 s/ 34,14 s/141,4 m/s / 374,15m/s
c)2000m
d)200.√3 m/s
e)8000.√3 m
f)400m/s

REACTIVIDAD DE LOS COMPUESTOS DE C
1º BACHILLERATO

Reacción de sustitución o desplazamiento

En ellas un átomo o grupo atómico del sustrato es reemplazado por otro átomo o grupo atómico del reactivo.

$$R\text{-}X + Y \longrightarrow R\text{-}Y + X$$

Reacción de adición

Estas reacciones son típicas de los compuestos que poseen dobles y triples enlaces

$$C = C + XY \longrightarrow \underset{X}{\underset{|}{-C}}\text{—}\underset{Y}{\underset{|}{C}}-$$

Markovnikov: si el alqueno no se simétrico el átomo de hidrogeno del reactivo se une al carbono mas hidrogenado del doble enlace ("hidrogeno busca al hidrógeno").

Reacción de eliminación

Estas reacciones pueden considerarse inversas a las reacciones de adición. En ellas hay una separación de grupos de átomos sin que se incorporen al sustrato orgánico nuevos reactivos.

$$-\underset{X}{\underset{|}{C}} — \underset{Y}{\underset{|}{C}}- \longrightarrow C=C + XY$$

En las reacciones de eliminación tiende a formarse el alqueno más sustituido, ya que es el más estable. Esto implica que el átomo de H se elimine del átomo de C que contenga menos H.

Reacción de condensación

Este tipo de reacciones consisten en la unión de dos moléculas con pérdida intermolecular de una molécula más pequeña.

Ácido +amina ⟶ amida + agua Amidación

Esta unión es muy importante en el caso de las moléculas biológicas y recibe el nombre de enlace peptídico.
Otro caso muy interesante es la reacción de un ácido mas alcohol para dar éster mas agua y recibe el nombre de esterificación:

Ácido + alcohol $\longrightarrow$ éster + agua Esterificación

Reacción oxidación - reducción

Las reacciones de oxidación-reducción de los compuestos orgánicos son muy variadas. Es muy útil tener en cuenta que: cuando un compuesto dado pierde H se oxida y cuando gana H se reduce.

$R\text{-}CH_3 \longrightarrow R\text{-}CH_2\text{-}OH \longrightarrow R\text{-}CHO \longrightarrow R\text{-}COOH \longrightarrow CO_2$

Hidrocarburo alcohol aldehído/cetona Ác. carboxílico dióxido de C

La oxidación completa o combustión de cualquiera de los compuestos aquí recogidos origina siempre CO_2 y agua, además se desprende gran cantidad de energía en el proceso.

REACCIONES DE HIDROCARBUROS

Alcanos

a) Reacciones de halogenación:

Son reacciones que necesitan un aporte externo de energía luminosa:

$$CH_3\text{-}H + Br\text{-}Br \xrightarrow{h.f} CH_3\text{-}Br + H\text{-}Br$$

$$CH_4 + Br_2 \text{ (exceso)} \longrightarrow CH_3\text{-}Br + CH_2\text{-}Br_2 + CHBr_3 + CBr_4$$

b) Reacciones de combustión:

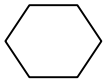
La reacción de combustión total de un alcano conduce a la formación de CO_2 + agua.

Alquenos, alquinos y árenos

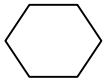
a) Reacciones de sustitución:

Son de interés las reacciones de los anillos aromáticos, sustituyendo algún átomo de H por otro átomo (un halógeno) o grupos de átomos (NO_2) (sustitución electrófila). La estabilidad del anillo exige el uso de un catalizador ($FeCl_3$ o $FeBr_3$).

(Bencenos)



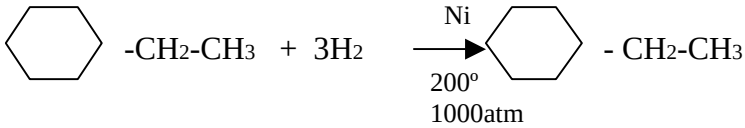
-H- $\begin{cases} + Br\text{-}Br \xrightarrow{FeCl_3} \text{[hexágono]}\text{-}Br + HBr \\ + HO\text{-}NO_2 \xrightarrow{FeCl_3} \text{[hexágono]}\text{-}NO_2 + H_2O \end{cases}$



$+CH_3\text{-}CH_2\text{-}Cl \xrightarrow{AlCl_3}$ [hexágono]$\text{-}CH_2\text{-}CH_3 + HCl$ **F - K**

b) Reacciones de adición :

- Hidrogenación en el caso de los arenos, la hidrogenación de los dobles enlaces también es posible, pero son necesarias condiciones más drásticas de presión y temperatura.



$CH_2 = CH - CH_3 + H_2 \xrightarrow{Pt} CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_3$

$CH \equiv C - CH_3 + 2\,H_2 \xrightarrow{Pt} CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_3$

$CH \equiv C - CH_3 + H_2 \xrightarrow{Pt.Desactivado} CH_2 = CH\text{-}CH_3$

- Halogenación

$CH_3\text{-}CH{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_3\text{-}CHBr\text{-}CH_2Br$

$CH \equiv C - CH_3 + 2\,Cl_2 \xrightarrow{CCl_4} CHCl_2 - CCl_2 - CH_3$

$CH_2 = CH - CH_3 + Cl_2 \xrightarrow{CCl_4} CH_2Cl_2 - CHCl - CH_3$

- Adición de haluros de hidrogeno o agua:

$$CH_3\text{-}CH{=}CH_2 \begin{cases} + \; HBr \longrightarrow CH_3\text{-}CHBr\text{-}CH_3 \\ + \; H_2O \longrightarrow CH_3\text{-}CHOH\text{-}CH_3 \end{cases}$$

Regla de Makornikov

REACCIONES DE DERIVADOS HALOGENADOS

a) Reacciones de sustitución:

Tienen lugar cuando el reactivo nucleófilo es una base como KOH o NaOH y esta disuelto en un disolvente de alta polaridad como el agua.

$CH_3\text{-}CH_2\text{-}Cl + NaOH \xrightarrow{H_2O} CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH + NaCl$

$CH_3Cl + H_2O \rightarrow CH_3OH + HCl$

$CH_3CH_2Cl + NH_3 \rightarrow CH_3CH_2NH_2 + HCl$

b) Reacciones de eliminación:

Cuando el reactivo nucleófilo es una base fuerte disuelta en un disolvente de baja polaridad como un alcohol.

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}Cl \xrightarrow{KOH.E\tan ol} CH_2 = CH_2 + HCl$$

$$CH_2Br - CH_2Br \xrightarrow{KOH.E\tan ol} HC \equiv CH + 2\ HBr$$

Si la eliminación conduce a más de un producto debe aplicarse la regla de Saytzev (Saytzeff)

REACCIONES DE ALCOHOLES

a) Reacciones de sustitución:

La reacción requiere medio ácido:

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH + HBr \leftrightarrows CH_3\text{-}CH_2\text{-}Br + H_2O$$

b) Reacciones de eliminación:

Cuando un alcohol se pone en contacto con Ác. Sulfúrico no muy concentrado experimenta una reacción de eliminación de una molécula de agua (deshidratación).

Pero, en función de cual sea la temperatura a la que se lleve a cabo el proceso, el producto final es uno u otro ya que el mecanismo a través del cual se lleva a cabo la deshidratación es diferente.

A temperaturas del orden **130 ºC** se produce una deshidratación **intermolecular** la molécula de agua sale de dos moléculas de alcohol obteniéndose un **éter**.

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH + OH\text{-}CH_2\text{-}CH_3 \xrightarrow{H^+.130^o} CH_3\text{-}CH_2\text{-}O\text{-}CH_2\text{-}CH_3 + H_2O$$

Pero si la temperatura es de **180 ºC** entonces la deshidratación es **intramolecular** produciéndose un **alqueno**.

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2OH \xrightarrow{H^+.180^o} CH_3\text{-}CH = CH_2 + H_2O$$

c) Reacciones de oxidación

Los alcoholes pueden oxidarse si bien el producto final de la oxidación es diferente según el alcohol sea: Primario → aldehídos → ac. carboxílicos
Secundario → cetona

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH \xrightarrow[H^+]{Cr_2O_7^{2-}} CH_3\text{-}CHO \longrightarrow CH_3\text{-}COOH$$

OXIDANTES: $K_2Cr_2O_7$, $KMnO_4$

$$CH_3\text{-}CHOH\text{-}CH_3 \xrightarrow[H^+]{Cr_2O_7^{2-}} CH_3\text{-}CO\text{-}CH_3$$

La combustión completa de un alcohol conduce a la formación de dióxido de carbono mas agua.

REACCIONES DE ALDEHÍDOS Y CETONAS

a) Reacción de adición

El grupo carbonilo puede adicionar entre otro tipo de sustancias alcoholes y cianuros. En el primer caso se obtienen un tipo de compuestos denominados hemiacetales y en el segundo hidroxinitrilos.

$CH_3\text{-}CO\text{-}H + CH_3\text{-}O\text{-}H \rightarrow CH_3\text{-}CHOH\text{-}OCH_3$

Acetaldehído (Etanal) — metanol — hemiacetal

$CH_3\text{-}CO\text{-}H + H\text{-}CN \rightarrow CH_3\text{-}CHOH\text{-}CN$

Acetaldehido — cianuro de H — 2-hidroxipropanonitrilo

b) Reacciones de oxidación-reducción

Las reacciones de reducción serian el proceso inverso a las reacciones de oxidación de alcoholes: la reducción de un aldehído conduce a un alcohol primario y la de una cetona a un alcohol secundario. En este proceso se utilizan hidruros metálicos complejos como $NaBH_4$ o $AlLiH_4$.

REDUCTORES: $NaBH_4$ Y $AlLiH_4$

$$CH_3 - CHO \xrightarrow{\text{reducción}} CH_3\text{-}CH_2OH$$

$$CH_3 - CO - CH_3 \xrightarrow{\text{reducción}} CH_3 - CHOH - CH_3$$

REACCIONES DE ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

a) Reacción esterificación:

$$R\text{-}COO\mathbf{H} + \mathbf{HO}\text{-}R \underset{}{\overset{H^+}{\rightleftarrows}} \textit{R-COO}\text{-}R + \mathbf{H_2O}$$

Ácido — *alcohol* — *éster* — *agua*

La reacción inversa a la esterificación se denomina hidrólisis.

b) Reacciones de conversión en amidas

$$CH_3\text{-}COOH + NH_3 \longrightarrow [CH_3\text{-}COO\text{-}NH_4] \xrightarrow{Calor} CH_3\text{-}CONH_2 + H_2O$$

c) Reacciones de oxidación-reducción

Los ácidos carboxílicos pueden reducirse a formas menos oxidadas. En un primer paso a un aldehído pero el proceso puede continuar ante reductores muy fuertes y llegar a dar el hidrocarburo.

$$R\text{-}COOH \xrightarrow{AlLiH_4} R\text{-}CHO \xrightarrow{AlLiH_4} R\text{-}CH_2\text{-}OH \xrightarrow{AlLiH_4} R\text{-}CH_3$$

d) Neutralización

$$Ácido + base \rightarrow sal + agua$$

e) Obtención de ácido benzoico

$$Tolueno \xrightarrow{Oxidación} ácido\ benzoico$$

REACCIONES DE ÉSTERES

a) Saponificación

$$R\text{-}COO\text{-}R' + NaOH \rightarrow R\text{-}COO\text{-}Na + R'\text{-}OH$$

b) Reacciones de conversión en amidas

$$R\text{-}COO\text{-}R' + NH_3 \rightarrow R - CO\text{-}NH_2 + R'\text{-}OH$$

REACCIONES DE ALGUNOS COMPUESTOS NITROGENADOS

a) Experimentan reacciones de hidrólisis para dar el ácido carboxílico y el amoníaco (reacción inversa a la del ácido + NH_3).

b) Por otro lado el grupo carbonilo puede reducirse en presencia de hidruros metálicos obteniéndose una amina.

$$CH_3\text{-}CO\text{-}NH_2 \xrightarrow{Reducción} CH_3\text{-}CH_2\text{-}NH_2$$

c) Por último pueden experimentar una deshidratación con un agente fuertemente desecante como el P_2O_5 y en caliente. El proceso es un método de obtención de nitrilos.

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CO\text{-}NH_2 \xrightarrow{P_2O_5.Calor} CH_3\text{-}CH_2\text{-}C \equiv N + H_2O$$

QUÍMICA ORGÁNICA
1º BACHILLERATO

1.- Clasifica las siguientes reacciones nombrando todas las sustancias que aparecen en cada una de ellas.

a) $CH_2 = CH_2 + Br_2 \rightarrow$
b) $C_6H_6 + CH_3Cl \xrightarrow{AlCl_3}$
c) $CH_2 = CH - CH_2 - CH_2 - Cl \xrightarrow{KOH\ etanol}$
d) $CH_3OH \xrightarrow{KMnO_4}$
e) $CH_3 - CH_2Cl + OH^-\ (ac) \rightarrow$
f) $CH_3 - CH_2OH + HCOOH \rightarrow$
g) $CH_3 - CH_2 - CH - CH_2OH \xrightarrow{H_2SO_4\ Calor\,(180^\circ)}$
CH_3
h) $CH_3 - CH_2OH \xrightarrow{H_2SO_4\ Calor\,(130^\circ)}$
i) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CO - CH_3 \xrightarrow{NaBH_4}$
j) $CH_3CHO \xrightarrow{KMnO_4}$
k) $CH_3 - CH_2 - COOH + NH_3 \rightarrow$
l) $CH_3 - CH_2 - CONH_2 + H_2O \rightarrow$

m) propeno + HBr $\rightarrow$

n) benceno + clorometano $\xrightarrow{H^+/AlCl_3}$

o) 2-bromo-2-metilbutano $\xrightarrow{KOH\ etanol}$

p) etano + Cl_2 $\xrightarrow{UV\ (luz)}$

q) propanal + HCN $\rightarrow$

r) 2-butanol + H_2SO_4 $\xrightarrow{Calor}$

s) 2-bromo-2-metilpropano + NaOH $\rightarrow$

t) ácido propanoico + etanol $\xrightarrow{H^+}$

u) $C_2H_6O + O_2 \rightarrow$

v) $CH_3 - COOH + NaOH \rightarrow$
w) $CH_3 - CH_2Cl + NH_3 \rightarrow$
x) $CH_2 = CH_2 + H_2O \rightarrow$
y) $CH_3 - CH = CH_2 + Br_2 \rightarrow$

z) 3-metil-1-buteno + HBr $\rightarrow$

POLÍMEROS
1º BACHILLERATO

Un **polímero** es una macromolécula que resulta de la unión de muchas unidades más simples, que se repiten y que se denominan **monómeros.**
Hay polímeros naturales (por ejemplo el ADN) y polímeros sintéticos (por ejemplo PVC).

Dentro de los polímeros sintéticos ocupan un lugar relevante los **plásticos**. Atendiendo a su capacidad de moldeo térmico, pueden ser clasificados en termoplásticos, elastómeros y termoestables.

Los **termoplásticos** , pueden moldearse con el calor, sin sufrir ninguna modificación química irreversible. Esto se debe a que las cadenas poliméricas no están unidas entre sí por ningún enlace químico, y pueden deslizarse unas sobre otras. Por ejemplo el PVC.

Los plásticos **elastómeros** tiene la capacidad de deformarse y recuperar su forma inicial (el entrecruzamiento entre las cadenas es mínimo). Es el caucho natural y el sintético, el neopreno.

Los plásticos **termoestables** sufren modificaciones químicas al ser calentados. Las cadenas poliméricas están unidas entre sí por enlaces químicos, el entrecruzamiento es grande y ello les impide recuperar la forma inicial. Por ejemplo la baquelita (formaldehído + fenol)

Mecanismos de polimerización

La reacción de una cadena polimérica a partir de las moléculas de monómeros (polimerización) puede ocurrir por dos mecanismos: **condensación y adición.**

La **condensación** consiste en la incorporación sucesiva de monómeros a la cadena principal con la eliminación de una molécula pequeña (generalmente agua).

La **adición** es una reacción en cadena con presencia de radicales libres o iones, que transcurre en varias etapas. El mecanismo con radicales, el más común, consta de cuatro etapas:

1.- Iniciación
2.- Propagación de la cadena
3.- Ramificación de la cadena
4.- Terminación.

Homopolímeros y copolímeros

Cuando un polímero se forma por medio de uniones de un solo tipo de monómero, se tiene un **homopolímero**. Cuando, por el contrario, dos tipos diferentes de monómeros están unidos a la misma cadena polimérica, el polímero es denominado **copolímero.**
La disposición de la cadena de los dos monómeros (A y B) determina que el copolímero sea alternante, aleatorio o de bloques.

Alternante: - A-B-A-B-A-B-A-B-A-B-A-B-A-

Aleatorio: - A-A-B-A-B-B-A-A-A-B-B-B-A-

De Bloques: -A-A-A-A-A-A-A-B-B-B-B-B-B-B-

POLÍMEROS DE ADICIÓN

a) El polietileno (PE)

El polietileno, PE, es el plástico de las bolsas de los supermercados, los frascos de champú, los juguetes de los niños, etc.

El **polietileno de alta densidad** (PE – HD) tiene una estructura muy simple: una larga cadena de átomos de carbono, con dos átomos de hidrógeno unidos a cada uno de ellos:

$$n\ CH_2{=}CH_2 \xrightarrow{cat} n\ (\cdot CH_2 - CH_2 \cdot) \longrightarrow \ldots - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - \ldots$$

Es decir:

$$[\ - CH_2 - CH_2 -\ ]_n$$

Polietileno

Existen fibras de polietileno de alta densidad tan resistentes que se usan en los chalecos antibalas.

El **polietileno de baja densidad** está ramificado. Es más barato y más fácil de fabricar que el polietileno lineal, pero sus propiedades mecánicas son muy inferiores.

b) El PVC

El policloruro de vinilo, PVC, es útil por sus resistencia al fuego y al agua. Debido a esta propiedad se utiliza para hacer perfiles de ventanas, impermeables, cortinas de baño, cañerías, etc.

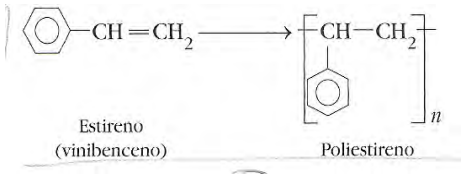
Estructuralmente el PVC es un polímero similar al PE, que se fabrica por el mecanismo de polimerización por radicales libres del cloruro de vinilo:

$$\underset{\text{Cloruro de vinilo}}{n\ Cl\,CH = CH_2} \xrightarrow{cat.} \underset{\text{Policloruro deVinilo}}{-[\ \underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{C}}H - CH_2\ -]_n}$$

c) El poliestireno

El poliestireno es un plástico económico y resistente de uso muy común: está presente en juguetes, carcasas de aparatos eléctricos, ordenadores y accesorios de cocina. También se presenta en forma de espuma para envoltorio y como aislante.

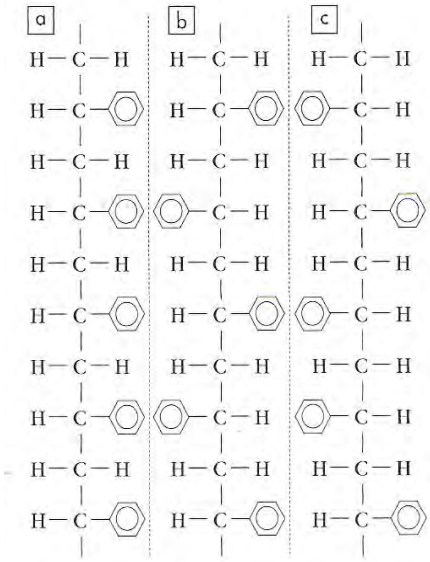
El poliestireno es un polímero similar a los anteriores, producido por una polimerización vía radicales libres a partir del monómero estireno:



En polímeros como esto o como el PVC los grupos laterales pueden dar diferentes conformaciones a la cadena:

- Si los grupos fenilo se encuentran dispuestos del mismo lado de la cadena polimérica, el polímero es **isotáctico (a).**
- Si aparecen alternadamente a ambos lados de la cadena, se dice que el polímero es **sindiotáctico (b).**
- Si los grupos fenilo están distribuidos al azr a izquierda y derecha, sin ningún ordenamiento particular, decimos que el polímero es **atáctico (c)**.

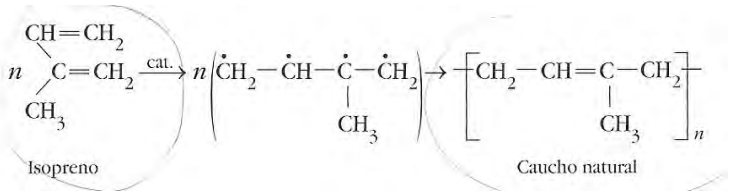
La tacticidad de un poliestireno determina sus propiedades.



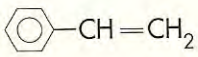
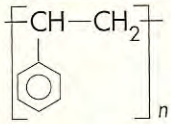
d) El caucho

Uno de los polímero naturales mejor conocidos es el poliisopreno o caucho natural. Los antiguos mayas y aztecas lo extraían del árbol llamado Hevea y lo empleaban para hacer botas de lluvia y pelotas, que utilizaban para jugar.

El caucho podemos considerarlo un polímero del isopreno, también llamado metil-1,3-butadieno:



CUADRO RESUMEN

Monómero	Polímero	Aplicaciones
$CH_2{=}CH_2$ eteno o etileno	$-[CH_2-CH_2]_n-$ polietileno	Bidones, botellas, bolsas, aislamiento eléctrico.
$CH_2{=}CHCH_3$ propeno o propileno	$-[CH-CH_2]_n-$ (CH_3) polipropileno	Redes de pesca, fibras para alfombras, cuerdas, césped artificial.
$ClCH{=}CH_2$ cloroeteno o cloruro de vinilo	$-[CH-CH_2]_n-$ (Cl) policloruro de vinilo	Mangueras, tuberías, baldosas, botellas.
 estireno	 poliestireno	Planchas para aislamiento térmico, juguetes, utensilios domésticos.
$CF_2{=}CF_2$ tetrafluoretileno	$-[CF_2-CF_2]_n-$ politetrafluoretileno	(Teflón), recubrimientos antiadherentes.
$CH_2{=}CHCN$ propenonitrilo o acrilonitrilo	$-[CH_2-CH]_n-$ (CN) poliacrilonitrilo	(Orlón o Acrilón), fibras textiles, tapicerías.

POLÍMEROS DE CONDENSACIÓN

Dentro de los polímeros de condensación destacan los **poliésteres** y las **poliamidas**, resultado de las reacciones de **esterificación** y **amidación,** respectivamente.

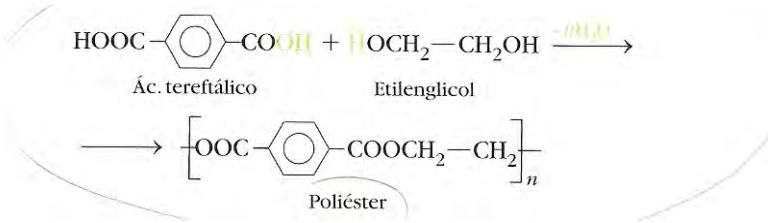
Para que los monómeros puedan unirse sucesivamente, es necesario que ambos compuestos tengan el grupo funcional en ambos extremos de la cadena; es decir; que sena un diácido y una diamina.

a) El PET

El polietilentereftalato, PET, es el poliéster más común. Este polimero suele ser denominado solamente "poliéster". Se utiliza en botellas de agua, aceite, productos de limpieza, en componentes eléctricos, películas fotográficas, en cintas musicales y de vídeo, etc.

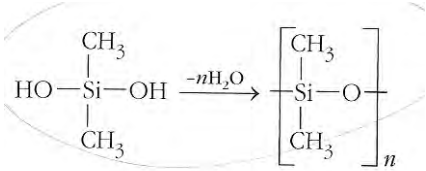
La polaridad de los grupos éster de las cadenas del polímero permite una unión entre cadenas muy fuerte, de ahí sus propiedades. Entre otras, alta rigidez y dureza, elevada resistencia a los esfuerzos permanentes, gran indeformabilidad al calor; muy buenas características eléctricas y dieléctricas y mucha resistencia a los agentes químicos.

El PET es un copolímero formado por condensación del ácido tereftálico (ácido 1,4-bencenodioco) y el etilenglicol (1,2-etanodiol):



b) Las siliconas

Las siliconas son polímeros inorgánicos de gran utilidad como aislantes eléctricos, lubricantes y cauchos. Su nombre genérico correcto es el de **polioxanos** y se sintetizan por la condensación del dimetilsilanodiol $(CH_3)_2Si(OH)_2$:



Las siliconas constituyen buenos elastómeros porque los enlaces entre el silicio y los dos átomos de oxígeno de la cadena principal son muy flexibles. El ángulo formado por estos enlaces puede abrirse y cerrarse sin demasiados problemas.

POLÍMEROS. Aplicaciones
1º BACHILLERATO

1.- Un polímero muy utilizado en la industrica textil es el poliacrilonitrilo, cuyo monómero es el propenonitrilo, CH_2= CH – CN. Escribe la correspondiente reacción de polimerización.

2.- El neopreno es un polímero que se obtiene a partir del cloropreno, 2-cloro-1,3-butadieno. Escribe la reacción de polimerización, sabiendo que sigue un proceso semejante al que experimenta el isopreno para dar el caucho.

3.- El nailon – 66 es una poliamida típica que se puede obtener en el laboratorio por condensación entre el ácido adípico (ácido hexanodioico) y la hexametilendiamina (1, 6 – hexanodiamina). Escribe la correspondiente reacción de polimerización.

4.- Define brevemente los siguientes conceptos:

a) Polímero de condensación.
b) Homopolímero
c) Copolímero
d) Polimerización por reacción en cadena
e) Elastómero
f) Vulcanización

5.- Los suelos de plástico suelen estar hechos de un copolímero de acetato de vinilo (etanoato de etenilo) y cloruro de vinilo (cloroeteno). Escribe la reacción del proceso.

6.- El teflón, nombre comercial del politetrafluoroetileno, es un polímero utilizado como revestimiento antiadherente en utensilios de cocina. Escribe la reacción de polimerización a partir de su monómero, el 1,1,2,2 – tetrafluoroeteno.

7.- Escribe la reacción de formación del polímero de adición del 2 – cloro- 1, 3-butadieno. (Igual que el 2)

8.- Indica la diferencia entre un poliéster y una poliamida. ¿Son polímeros de adición o de condensación?.

9.- Escribe la estructura del polímero resultante que se obtiene a partir de:

a) Ácido hexanodioico + 1, 2-etanidiamina
b) Ácido hexanodioico + 1, 2- etanodiol.

10.- Explique todo lo que sepa acerca del PET.

POLÍMEROS. Curiosidades.
1º BACHILLERATO

El origen de la palabra 'Nylon' es un misterio

El nombre de Nylon, el polímero artificial con el que se fabrican las medias, tiene varios orígenes. Una versión cuenta que el nombre es un juego de palabras que hace referencia a dos ciudades: Nueva York y Londres. Conjugadas en el idioma inglés, resultan en NyLon.

Otra versión dice que el nombre debería haber sido "*no-run*", indicando que las medias hechas con este material no se rompían con facilidad, pero que por razones jurídicas fue cambiado a Nylon. Otra leyenda atribuye el nombre a abreviaciones de frases como *Now You Lousy Old Nipponese*, en referencia a los japoneses, ya que el material sustituyó la seda, cuando Japón ocupó China en la Segunda Guerra Mundial.

Grandes moléculas

El inventor americano John Wesley Hyatt (1837-1920), en un intento por ganar la recompensa ofrecida a quien obtuviese un sustituto del marfil para las bolas de billar, empezó a trabajar con la piroxilina (celulosa parcialmente nitrada). La disolvió en una mezcla de etanol y éter etílico, y añadió alcanfor (compuesto que se obtiene de la madera del alcanforero) para hacerla más segura y maleable. Hacia 1869 había formado lo que llamó celuloide, y ganó el premio. El celuloide fue el primer plástico sintético (es decir, un material que puede moldearse).

Pero los químicos tampoco se conformaban con las moléculas gigantes que ya existían en la naturaleza. El químico belga-americano Leo Hendrik Baekeland (1863-1944) estaba investigando en aquel momento un sucedáneo de la goma laca. Para este propósito buscaba una solución de una sustancia gomosa, semejante al alquitrán, que resultase de la adición de pequeñas unidades moleculares para formar una molécula gigante (macromolécula). La pequeña molécula es un monómero ("una parte"), y el producto final es un polímero ("muchas partes").

Baekeland empezó con fenol y formaldehído como monómeros y produjo un polímero para el que no pudo encontrar disolvente alguno. Se le ocurrió entonces que un polímero tan duro y resistente a los disolventes podía ser útil por esas mismas razones. Podía moldearse a medida que se formaba y solidificar en la forma de un no conductor de electricidad, duro, resistente al agua y a otros disolventes, pero fácilmente mecanizable. En 1909 anunció la existencia de lo que él llamó bakelita, el primero y todavía, en cierto modo, uno de los más útiles entre plásticos totalmente sintéticos.

Los residuos plásticos y su reciclado

Los plásticos, al contrario del papel, son no degradables o muy difícilmente degradables por acción del tiempo o de los microorganismos. Se calcula que una bolsa de plástico puede tardar unos 240 años en alterarse. En otras palabras, los residuos plásticos, por lo general no son biodegradables y por eso contribuyen a la contaminación del medio ambiente: se estima que alrededor del 60% de los restos que se encuentran en las costas son materiales plásticos.

En la actualidad, alrededor del 10% de los residuos plásticos son incinerados, y esto presenta el inconveniente de la posible emisión de gases tóxicos, especialmente si se trata de la incineración de PVC (policloruruo de vinilo), que produce un derivado clorado y tóxico llamado dioxina. En las plantas modernas de incineración, el riesgo medioambiental está minimizado. Además, se debe tener en cuenta que el calor producido en la combustión de los residuos plásticos es elevado, por lo que su incineración en plantas de recuperación de energía sería una opción razonable.

El procedimiento menos riesgoso para el medio ambiente es el reciclado. Esta opción sólo se aplica al 1% de los residuos plásticos, frente al 20% del papel o el 30% del aluminio. Para la etapa inicial de la separación se aprovechan las distintas propiedades de los diferentes tipos de plásticos, como por ejemplo la densidad. Otra opción se basa en el hecho de la diferente solubilidad de los plásticos en solventes orgánicos a distintas temperaturas. Los plásticos termorrígidos, que no se reblandecen por el calor, se reducen a polvo y son utilizados como material de relleno en construcción. Los materiales termoplásticos pueden ser fundidos y vueltos a moldear para lograr otros objetos. Una vez separados los diferentes plásticos, se procede a reciclarlos en forma mecánica, donde se mantiene la estructura del polímero, o química, en la que se degrada la estructura del polímero en productos de baja masa molecular. Durante el reciclado, los plásticos pueden contaminarse con otros materiales y transformarse en productos de baja calidad, por lo que no es aconsejable que se utilicen para contener alimentos.

En la actualidad, no obstante, se fabrican algunos plásticos que incorporan sustancias como el almidón, que son biodegradables. Cuando ciertos microorganismos degradan el almidón, se forman estructuras porosas que aceleran los procesos de oxidación del polímero y disminuyen su resistencia mecánica, lo que facilita su pulverización. Además, existen plásticos fotodegradables en cuya fabricación se han incorporado compuestos fotosensibles, de modo que su exposición prolongada a la luz ultravioleta de la radiación solar provoca su degradación. Es de lamentar que estas alternativas sean costosas, lo que impide su utilización masiva.

Pequeña investigación

La Fundación de la Industria Plástica para la preservación del Medio Ambiente (FIPMA) ha difundido entre los fabricantes de objetos plásticos el Código de Identificación adoptado por la Sociedad de Industrias Plásticas de los Estados Unidos con el objeto de reconocer los distintos materiales plásticos y favorecer su posterior clasificación, por ejemplo, en el proceso de reciclado.

El sistema identifica solamente seis materiales plásticos, que son los más difundidos y aquellos con los cuales se fabrican casi todos los productos conocidos.

Recolecta distintos objetos plásticos de uso cotidiano que presenten el código de identificación y diseña una experiencia que te permita comparar, mediante distintos ensayos, las propiedades de los diferentes polímeros. Con los resultados obtenidos justifica los diferentes usos y aplicaciones de estos polímeros, y completa la siguiente tabla:

Polímeros / *Propiedades*	1 PET Politereftalato	2 PEAD Polietileno de alta densidad	3 PVC Policloruro de vinilo	4 PEBD Polietileno de baja densidad	5 PP Polipropileno	6 PS Poliestireno

CAMPO GRAVITATORIO
1º BACHILLERATO

1.- La masa del planeta Júpiter es, aproximadamente, 318 veces la de la Tierra, y su radio es 11 veces mayor. Con estos datos, calcula el peso que tendrá en ese planeta un astronauta cuyo peso en la tierra es de 750 N.

Sol: 1971 N

2.- Calcula el trabajo que debemos realizar para poner en órbita un satélite de 10 kg de masa si la órbita que describe el satélite es circular alrededor de la Tierra y la altura a que se encuentra de la superficie terrestre es de 100 km.
Datos: $G = 6{,}67.10^{-11}$ $N.m^2kg^{-2}$; $M_T = 5{,}98.10^{24}$ kg ; $R_T = 6370$ km
Sol: $3{,}18.10^8$ J

3.- Calcula el trabajo que sería necesario realizar, en el caso anterior, si quisiésemos poner un satélite de las mismas características en órbita alrededor de la Luna, también a 100 km de distancia de la superficie lunar.
Datos: $G = 6{,}67.10^{-11}$ $N.m^2.kg^{-2}$, $M_L = 7{,}36.10^{22}$ kg ; $R_L = 1470$ km

Sol: $1, 48.10^7$ J

4.- Calcula la velocidad con que orbita un satélite situado a 200 km de la superficie de la Tierra y la velocidad con que lo hace otro situado a 400 km de dicha superficie.

Sol: 7 792 m/s , 7676 m/s

5.- La masa del Sol es 324 440 veces mayor que la de la Tierra, y su radio, 108 veces mayor que el terrestre:

a) ¿Cuántas veces es mayor el peso de un cuerpo en la superficie del Sol que en la de la Tierra?
b) ¿Cuál sería la altura máxima alcanzada por un proyectil que se lanzase verticalmente hacia arriba, desde la superficie solar, con una velocidad de 750 km/h? Considera $g = 10$ m/s^2

6.- En la actividad anterior , calcula la velocidad de escape que debería adquirir un cuerpo para salir del campo gravitatorio del Sol.
Dato: $R_{sol} = 6{,}82.10^8$ m

Sol: 616 km/s

7.- Un planeta cuyo radio es $R_T/2$, la aceleración de la gravedad en su superficie es de 5 m/s. Calcula: la relación M_P/M_T= y la velocidad de escape desde la superficie del planeta, si g_T= 10 m/s^2 y $M_T = 5, 98.10^{24}$ kg.

Sol: $g_p / g_T = 1/8$; v = 5,62 km/s

8.- Calcula el periodo de un satélite artificial que describe una órbita alrededor de la Tierra a una distancia de 10 km sobre su superficie.

Datos: $G = 6{,}67.10^{-11}$ $N.m^2kg^{-2}$; $M_T = 5{,}98.10^{24}$ kg ; $R_T = 6370$ km

Sol: 5070 s = 1h 24' 30''

9.-La Tierra tarda un año en describir un órbita en torno al Sol. Esta órbita es, aproximadamente, circular, con radio $R = 1{,}49.10^{11}$ m. Sabiendo que $G = 6{,}67.10^{-11}$ $N.m^2.kg^{-2}$, calcula la masa del Sol.

Sol: $1{,}97.10^{30}$ kg

10.- Un satélite de 250 kg de masa describe una órbita circular en torno a la Tierra a una altura sobre su superficie de 500 km. Calcula:

a) Su velocidad
b) Su período de revolución
c) Las energías cinética y potencial del satélite
d) La energía necesaria para ponerlo en órbita

Datos: $G = 6{,}67.10^{-11}$ $N.m^2.kg^{-2}$, $M_T = 5{,}98.10^{24}$ kg ; $R_T = 6370$ km

Sol: a) 7632,4 m/s,b) 5655,6 s, c) $-1{,}456{,}10^{10}$ J, d) $-1{,}57.10^{10}$ J

11.- En la superficie de un planeta de 1000 km de radio, la aceleración de la gravedad es 2 m/s^2. teniendo esto en cuenta, calcula:

a) La energía potencial gravitatoria de un objeto de 50 kg de masa que se encuentra situado en la superficie del planeta
b) La velocidad de escape desde su superficie
c) La masa del planeta

Dato: $G = 6{,}67.10^{-11}$ $N.m^2.kg^{-2}$

Sol: a) -10^8 J , b) 2.10^3 m/s, c) $2{,}998.10^{22}$ kg

12.- La mayor velocidad de giro de un satélite de la Tierra, conocida como primera velocidad cósmica, es la que se obtendría para un radio orbital igual al radio terrestre R_T. Teniendo esto en cuenta, calcula:

a) La primera velocidad cósmica
b) El período de revolución que le corresponde si orbita con esa velocidad.

Datos: $G = 6{,}67.10^{-11}$ $N.m^2.kg^{-2}$, $M_T = 5{,}98.10^{24}$ kg ; $R_T = 6370$ km

Sol: a) 7913 m/s,b) 5058 s

13.- La nave espacial lunar Prospector permanece en órbita circular alrededor de la Luna a una altura de 100 km sobre su superficie. Determina:

a) La velocidad lineal de la nave y el período del movimiento
b) La velocidad de escape a la atracción lunar desde esa órbita

Datos: $G = 6{,}67.10^{-11}$ $N.m^2.kg^{-2}$, $M_L = 7{,}36.10^{22}$ kg ; $R_L = 1470$ km

Sol: a) 5578,6s , b) 2500,7 m/s

14.- El radio de la Tierra es , aproximadamente, 6370 km. Si elevamos sin rozamiento un objeto de 20 kg de masa a una altura de 300 km sobre su superficie:

a) ¿Cuánto pesa el objeto a esa altura?
b) ¿Cuál será el incremento de su energía potencial?
c) Si se dejara caer desde esa altura ¿ con que velocidad llegaría a la superficie de la Tierra?

Datos: $G = 6{,}67.10^{-11}$ $N.m^2.kg^{-2}$, $M_T = 5{,}98.10^{24}$ kg ; $R_T = 6370$ km

Sol: a) 179,3N , b) $5{,}63.10^7$ J, c) 2373 m/s

15.-Un satélite de 1000 kg de masa gira en una órbita geoestacionaria. Calcule:

a) Su velocidad angular
b) El módulo de su aceleración normal
c) Su energía total

Dato: R_T= 6370 km

Sol: a) $7{,}27.10^{-5}$ rad/s , b) 0,22 m/s^2 , c) $-4{,}71.10^9$ J

CAMPO ELÉCTRICO
1º BACHILLERATO

1.- Tres cargas eléctricas (q_1 = 3 μC, q_2 = - 2 μC , q_3 = 4μC) están situadas en los vértices de un rectángulo de dimensiones 3 x 4 metros. Calcula la fuerza a que está sometida la carga q_2.

Solución: F = $7{,}5.10^{-3}$ N

2.- ¿A que distancia se debe colocar dos cargas iguales de 2, 5 . 10^{-5}C, para que se repelan con una fuerza de 3, 0 . 10^{2} N?

Solución: 0,14 m

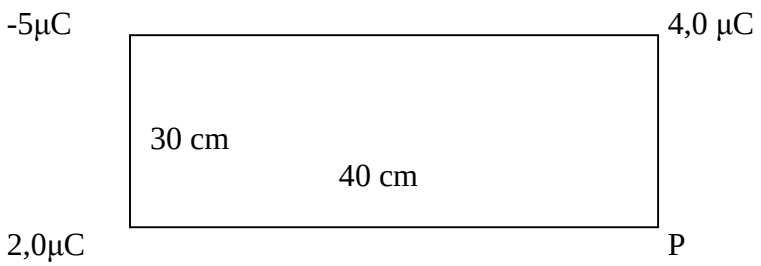
3.- Un péndulo eléctrico tiene una masa de 0, 20 gramos y cuelga de un hilo que forma un ángulo de 15 º con la vertical debido a la atracción que ejerce sobre el una lámina metálica cargada. Calcula la fuerza eléctrica que atrae al péndulo.

Solución: Fe = $5{,}3.10^{-4}$ N

4.- Una carga de 3, 0 . 10^{-6}C se encuentra en el origen de coordenadas. Calcula la intensidad del campo que origina en los puntos (25, 0) y (32, 15). Las coordenadas están expresadas en cm.

Solución: E_1 = $4{,}3.10^{5}$ N/C , E_2 = $2{,}2.10^{5}$ N/C

5.- Tres cargas eléctricas de 2,0 μC, -5,0μC y 4, 0 μC se encuentran en los vértices de un rectángulo (ver figura). Calcula el campo resultante en el vértice P



Solución: E = $2{,}9.10^{5}$ N/C

6.- Dos cargas puntuales e iguales, de valor 2μC cada una, se encuentran situadas en el plano XY en los puntos (0, 5) y (0, -5), respectivamente, estando las distancias expresadas en metros.

a) ¿En que punto del plano el campo eléctrico es nulo?
b) ¿Cuál es el trabajo necesario para llevar una carga unidad desde el punto (1, 0) al punto (-1, 0)?

Solución: a) punto medio, b) W = 0

7.- Tres cargas positivas e iguales, de valor q= 2μC cada una, se encuentran situadas en tres de los vértices de un cuadrado de 10 cm de lado. Determina:

a) El campo eléctrico en el centro del cuadrado, efectuando un esquema gráfico en su explicación.
b) Los potenciales en los puntos medios de los lados del cuadrado que unen las cargas y el trabajo realizado al desplazarse la unidad de carga entre dichos puntos.

DATO: Constante de la ley de Coulumb en el vacío:
$K = 9 \cdot 10^9 \ N \cdot m^2 \cdot C^{-2}$

Solución: a) $E = 2{,}54.10^6$ (i + j) N/C, b) $V_{TA} = 8{,}8.10^5$ V, $V_{TB} = 8{,}8.10^5$ V, W = 0

8.- Una bola de caucho de 2 g de masa está suspendida de una cuerda de 20 cm de longitud y de masa despreciable en un campo eléctrico cuyo valor es $E = 10^3 \cdot i$ N/C. Si la bola está en equilibrio cuando la cuerda forma un ángulo de 15º con la vertical. ¿Cuál es la carga neta de la bola?

Solución: $Q = 5{,}25 \cdot 10^6$ C

9.- En el centro de un triángulo equilátero de 4 m de altura y lado 4,62 m se coloca una carga de 10^{-4}C. Calcular:

a) La diferencia de potencial entre dos de los vértices del triángulo.
b) El trabajo que se realizará para trasladar entre ambos vértices una carga de 10^{-6} C.
c) Si se coloca una carga igual en uno de los vértices, ¿cuánto vale la energía potencial del sistema?

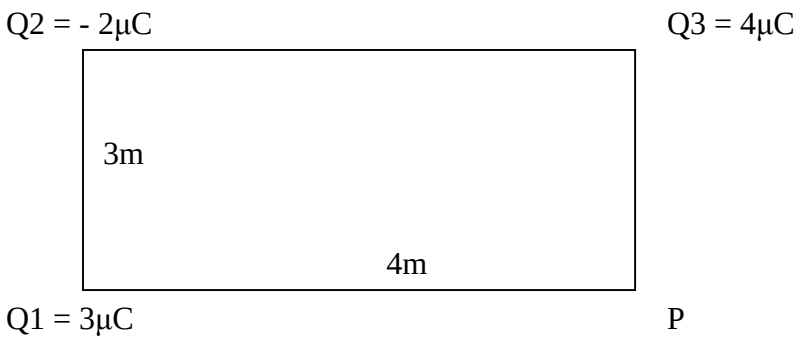
Solución: a) 0V , b) W = 0 , c) 33,83 J

10.- Un dipolo eléctrico (dos cargas iguales y de signo contrario separadas por una distancia) está formado por dos cargas de 2 microculombios y –2 microculombios distantes entre sí 2 m. calcular:

a) El campo resultante y el potencial en un punto de la mediatriz del segmento que las une, distante 5 metros de cada carga.
b) Las mismas preguntas en el caso de que las cargas fueran positivas.

Solución: a) E = 288 N/C, V = 0V ; b) E = 1396 N/C

11.- Tres cargas eléctricas están situadas en los vértices de un rectángulo, como el que indica la figura. Calcula el campo y el potencial en el cuarto vértice P.

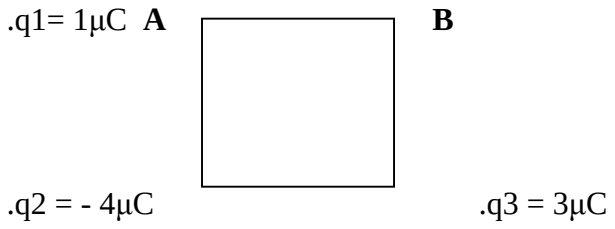


Solución: E = 3737,1 N/C ; V = 15,15 V

12.- Se tienen tres cargas situadas cada una de ellas en tres de los vértices de un cuadrado de 8 m de lado, tal y como indica la figura. Calcula:

a) La fuerza resultante (en módulo, dirección y sentido) que se ejerce sobre la carga situada en el vértice A.

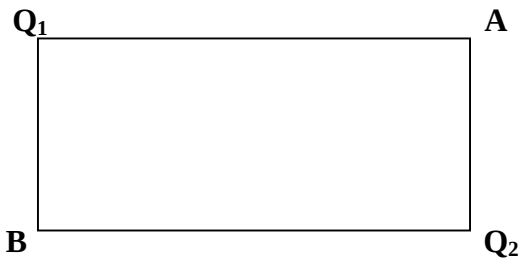
b) El trabajo necesario para trasladar la carga situada en el vértice A hasta el punto B. Interpreta el signo del resultado obtenido.



Solución: F = (-1,47 .10^{-4} i – 4,13.10^{-4} j) N (F $_{módulo}$= 4,4.10^{-4} N) ; b) W = -2,3.10^{-3} J

13.- En el rectángulo mostrado en la figura los lados tienen una longitud de 5 cm y 15 cm y las cargas son: q1 = - 5, 0 μC , q2 = 2 μC.

a) Calcule el módulo, la dirección y el sentido del campo eléctrico en los vértices A y B
b) Calcule el potencial eléctrico en los vértices A y B
Determine el trabajo que realiza la fuerza del campo eléctrico para trasladar a una tercera carga de 3μC desde el punto A hasta el punto B.



Solución: a) E_A = 7,47.10^6 N/C , E_B = 1,8.10^7 N/C; b) V_A = 6.10^4 V , V_B= -78.10^4 V; c) W = 2,52 J

MOVIMIENTO ARMÓNICO SIMPLE
1º BACHILLERATO

1.- Un cuerpo oscila con un m.a.s. de acuerdo con la ecuación : $x = 3.\text{sen}\,(10.\pi.\,t + \pi/2)$, en la que todas las magnitudes se expresan en unidades del S.I.

a) Calcula la amplitud, la frecuencia angular y la fase inicial del movimiento.
b) Escribe las ecuaciones de la velocidad y la aceleración del movimiento.
c) Calcula la elongación , la velocidad y la aceleración en el instante t = 2 s.

Solución: A = 3m, $\omega = 10.\pi$ rad/s, $\varphi_o = \pi/2$ rad , x (t = 2) = 3 m, v (t = 2) =0 m/s, a (t = 2) = $-300\pi^2$ m/s^2

2.- Una partícula se mueve con m.a.s. En el instante inicial se encuentra a 10 cm de la posición de equilibrio, siendo su velocidad nula. Si el período del movimiento es 10 s, escribe las ecuaciones que le corresponden para la elongación, la velocidad y la aceleración.

Solución: $x = 0,1\,.\text{sen}\,(0,2\,\pi.t + \pi/2)$

3.- La elongación de un m.a.s. viene dada por la ecuación $x = 25.\,\text{sen}\,(4\,.t)$. En esta expresión, x vienen dada en mm si t se expresa en s. Indica la amplitud, la frecuencia y el período del movimiento. Escribe las ecuaciones de la velocidad y de la aceleración y calcula los valores máximos de ambas magnitudes.

Solución: $V_{máx}$ = 100 mm/s , $a_{máx}$ = 400 mm/s^2

4.- Una partícula describe un m.a.s. de ecuación:

$x = 0,3\,.\text{sen}\,(2\,.\,t + \pi/6)$

en la que x se mide en metros si t se mide en segundos:

a) Calcula la frecuencia, el período, la amplitud, la frecuencia angular y la fase inicial del movimiento.
b) Calcula la posición de la partícula en el instante t = 1 s.
c) Determina las ecuaciones de la velocidad y la aceleración de la partícula.
d) Calcula la posición, la velocidad y la aceleración iniciales de la partícula

Solución: a) A = 0, 3 m , w = 2 rad/s, $\varphi_o = \pi/6$ rad , T = π s , f = 0, 318 Hz
b) x = 0, 174 m
c) $v = 0,6\,.\cos\,(2\,.t + \pi/6)$; $a = -1,2.\,\text{sen}\,(2.t + \pi/6)$
d) x = 0,15 m ; v = 0,52 m/s ; a = -0,6 m/s^2

5.- Un objeto de 2 kg de masa está sujeto a un muelle y oscila con movimiento armónico simple cuya amplitud es 3 cm, siendo su período 1, 5 s. Calcula:

a) La energía total del sistema
b) La velocidad máxima con que se mueve el objeto

Solución: a) E m = 1, 58 .10^{-2} J ; b) v = 0, 126 m/s

6.- Un péndulo está formado por una pequeña esfera, que consideraremos puntual, cuya masa es 200 g y que cuelga de un hilo inextensible, de masa despreciable, de 2 m de largo. Calcula:

a) El período para pequeñas amplitudes.
b) La energía cinética y la velocidad de la esfera cuando pase por la vertical, teniendo en cuenta que, en el momento de máxima elongación, la esfera está 20 cm por encima del plano horizontal que pasa por su posición de equilibrio.

Dato: g= 9,81 $N.Kg^{-1}$ Considera despreciable el rozamiento.

Solución: a) T = 2, 84 s , b) E c = 0, 392 J , v = 1,98 m/s

7.- La ecuación de un m.a.s. con que se mueve un objeto viene dada por:

$$y = \text{sen.}\ (6.\pi.t + \pi)$$

Calcula:
a) La amplitud, la frecuencia y el período de las oscilaciones
b) Las ecuaciones de la velocidad y la aceleración para t = 5 s.
c) La energía potencial de la masa en cualquier instante.
d) La energía cinética de la masa en cualquier instante.
e) La energía total de la masa en cualquier instante.

Solución: a) A = 1 m , f = 3 Hz , T = 1/3 s
b) v = - 6 .π m/s ; a= 0 m/s^2
c)Ep = 18 .π^2 . m . sen^2 (6 .π . t +π) J
d)Ec =18 .π^2 . m . cos^2 (6 .π . t +π) J
e) Em = 18 .π^2 . m J

8.- Al colocar un objeto de 250 g suspendido de un resorte se produce un alargamiento de 3, 5 cm. Si a continuación se estira hasta 5 cm y se deja oscilar libremente el sistema, este describe un m.a.s.:

a) Calcula la fuerza recuperadora que ejerce el resorte
b) Escribe la ecuación del m.a.s. que describe el objeto

Solución: a) F = -3,5 N b) x = 1,5.10^{-2}.sen (16,73 t)

9.- Un péndulo está formado por un hilo inextensible del que cuelga una masa de 100g. Dicho péndulo se mueve con m.a.s. La ecuación del movimiento que le corresponde, en unidades del S.I es:

$$y = \cos(\ 20.\pi.t)$$

Determina la ecuación de la velocidad y de la aceleración en cualquier instante.

Solución: v = - 20.π . sen (20 π . t) ; a = - 400 π^2 . cos (20π t)

10.- Una partícula está animada por un m.a.s de 10 cm de amplitud. Si la partícula realiza 50 vibraciones por segundo, calcula:

a) El período del movimiento
b) La pulsación o frecuencia angular
c) La velocidad máxima
d) La aceleración máxima

Solución: a) T = 0,02 s; b) w = 100π rad/s ; c) $v_{máx}$= 10π m/s ;
d) $a_{máx}$ = 1000π^2 m/s^2

11.- Una partícula vibra con una velocidad máxima de 40 m/s y una amplitud de 5 cm. Calcula:

a) La frecuencia con que vibra la partícula
b) La aceleración máxima
c) La velocidad de la partícula cuando se encuentra a 2 cm de la posición de equilibrio,

Solución: a) w = 800 rad/s ; f = 400/π Hz ; b) $a_{máx}$ = 3,2.10^4m/s^2 ; c) t = 5,14.10^{-4} s, v = 36,6 m/s

12.- Una partícula que se mueve con m.a.s, cuando dista de la posición de equilibrio 5 y 7 cm, tiene las velocidades 10 y 4 m/s, respectivamente. Calcula la amplitud, el período y la frecuencia de este movimiento.

Solución: A = 7,3.10^{-2} m ; T = 3,3.10^{-2} s , f = 30 Hz

13.- Una masa de 5 g oscila con una amplitud de 8 cm y con un período de 0, 05 s. Calcula la energía cinética máxima con que oscila.

Solución :Ec = 0,25 J

14.-Un péndulo realiza 1200 oscilaciones por hora en el ecuador. Calcula:
a) el período de la oscilación
b) la longitud del péndulo
c) El retraso o el adelanto en una hora de ese péndulo si se traslada al polo.

Datos: g = 9, 781 m/s^2 en el ecuador g= 9, 832 m/s^2 en el polo.

Solución : a) T = 3 s , b) l =2,23 m ; c) T = 365 s

15.- La aceleración de la gravedad en la superficie lunar es aproximadamente 1/5 del valor que tiene en la superficie de la Tierra. ¿Qué longitud debe tener un péndulo para que en la Luna el período sea de 2 s?

Solución : l = 20 cm

16.- Una masa de 200 g está suspendida de un muelle. Debido a ello, este se deforma 4 cm. A continuación, separamos el muelle 10 cm de la posición de equilibrio y lo dejamos en libertad.
En esas condiciones, calcula la frecuencia, la frecuencia angular y la amplitud del m.a.s. que describe la masa.

Solución : f = 2, 49 Hz , w = 15,65 rad/s , A = 10 cm

17.- Un cuerpo de 300 g se mueve con movimiento armónico simple, siendo su frecuencia angular 15 rad/s. Si la amplitud con que se mueve vale 6 cm. Calcula:

a) La constante elástica
b) La energía potencial que almacena
c) La velocidad máxima

Solución : a) 67, 5 N/m , b) 0, 12 J , c) 0,9 m/s

MOVIMIENTO ONDULATORIO
1º BACHILLERATO

1.- Una onda se propaga por una cuerda con una velocidad de 40 m/s y cada onda completa ocupa 25 cm. Calcula:

a) La frecuencia de la oscilación
b) La longitud de onda que corresponderá al movimiento ondulatorio si la onda pasa a otra cuerda unida a la primera, en la que la velocidad de propagación es la mitad.

Solución: a)λ= 160 Hz, b) λ = 0, 125 Hz

2.- la longitud de onda de los sonidos que podemos percibir oscila entre 1, 7 cm y 17 m. Calcula la frecuencia que corresponde a cada una de estas longitudes de onda, si la velocidad de propagación del sonido en el aire es, aproximadamente , 340 m/s.

Solución: f_1 = 20.000 Hz y f_2= 20 Hz

3.- La frecuencias que corresponden a la zona del visible del espectro electromagnético oscilan entre 7, 9 . 10^{14} Hz (violeta) y 4, 0 . 10^{14} Hz (rojo). Calcula el correspondiente intervalo de longitudes de onda. Recuerda que estas ondas se mueven a la velocidad de la luz.

Solución: λ_1 = 3,80.10^{-7} m y λ_2 = 7,5.10^{-7} m

4.- De una onda que viaja por una cuerda, se conocen los siguientes datos: A= 3 cm, v= 5 m/s, f= 20 Hz. Escribe la ecuación de la onda en función de la posición y del tiempo: y = f(x, t)

Solución: y (x,t) = 3.10^{-2} .sen [8.π.(5 t – x)]

5.- La ecuación de una onda que se propaga por una cuerda es:

y= 0, 02 .sen [π.(50.t – 2.x)]

En esta expresión, x e y se miden en metros si t se mide en segundos. Calcula la amplitud, la longitud de onda y la velocidad de propagación de la onda, así como la frecuencia de la vibración.

Solución: a) A = 0,02 m , λ=1 m, v = 25 m/s , f = 25 Hz

6.- Indica cuál de las siguientes expresiones representa la ecuación de una onda transversal que se propaga en sentido positivo por el eje de abscisas con una frecuencia de 10 Hz y una velocidad de propagación de 5 m/s:

a) y= cos[2.π.(10.t – 5.x)]
b) y= cos[2.π.(10.t + x)]
c) y = cos[4.π . (5.t – x)]

Solución: c)

7.- La ecuación de una onda armónica es:

$y(x,t) = 0,08 \cdot \text{sen}\,[2.\pi\,.(t/0,1 - x/0,6)]$

En esta expresión x se mide en metros si t se mide en segundos. Calcula:

a) La frecuencia angular de la onda
b) El número de onda
c) La distancia entre dos puntos cuya diferencia de fase es $\pi/2$ radianes.
d) La diferencia de fase entre dos puntos separados 6m

Solución: $\omega = 20.\pi$ rad/s , b) K = $\pi/3$ rad/m, c) 1, 5 m , d) 2 π rad

8.- Un foco emite ondas cuya amplitud es 2m, siendo su frecuencia angular $\pi/3$ rad y su longitud de onda 36m. Determina:

a) La ecuación de onda
b) La velocidad de propagación en el medio
c) La elongación y la velocidad de vibración de un punto que dista 24 m del foco en el instante t = 4 s.

Solución: a) $y(x,t) = 2.\text{sen}\,[2\pi\,(t/6 - x/36)]$, b) v = 6 m/s , c) v = 2,1 m/s

9.- Una onda armónica se propaga en dirección OX y sentido positivo. Dicha onda tiene las siguientes características:

A= 25 cm V propagación = 2 m/s k= $2.\pi$ m

Escribe la ecuación que corresponde al movimiento ondulatorio.

Solución: $y(x,t) = 0,25 \cdot \text{sen}\,[2.\pi\,(2t - x)]$

10.- La ecuación de una onda que se propaga por una cuerda es:

$y(x, t) = 8.\text{sen}[\pi.(100.t - 8.x)]$

En esta expresión , x e y se miden en cm y t en segundos. Calcula el tiempo que tardará una onda en recorrer una distancia de 25 m.

Solución: t = 200 s

11.- Una onda transversal se propaga por una cuerda según la ecuación:

$y(x,t) = 0,4\,.\text{sen}[\pi.(50.t - 0,5\,.x)]$

en la que todas las magnitudes se expresan en unidades del S.I. Calcula:

a) La frecuencia, el período, la longitud de onda y la velocidad de propagación de la onda
b) La diferencia de fase, en un instante dado, entre dos puntos separados 2 m

Solución: a) f = 25 Hz, T = 0,04 s, v = 100 m/s ; b) -π rad

12.- Se genera en una cuerda una onda transversal cuya velocidad de propagación es 2m/s, su amplitud $8 \cdot 10^{-3}$ m y su longitud de onda 0, 2 m. Determina:

a) La frecuencia y el número de onda
b) La velocidad máxima que pueden tener los puntos de la cuerda.

Solución: a) f = 10 Hz , K = 10.π rad/m, b) $v_{máx}$ = 0,16.π m/s

13.- Una onda armónica presenta las siguientes características: A = 10 cm; V propagación = 10 m/s, k = 20 . π rad/m

Con estos datos, determina:

a) La ecuación de la onda
b) La diferencia de fase entre dos puntos separados 80 cm
c) La diferencia de fase entre dos puntos separados 60 cm

Solución: a) y (x, t) = 0, 1 .sen [2π (100 t – 10 x)], b) 16π rad, c) 12π rad

14.- Una onda transversal que se propaga por una cuerda coincidente con el eje X , tiene por expresión matemática (magnitudes en unidades del S.I)

y(x, t) = 2.sen (7.t – 4.x)

a) Determina la velocidad de propagación de la onda y la velocidad máxima de vibración de cualquier punto de la cuerda.
b) Calcula el tiempo que tarda la onda en recorrer una distancia igual a su longitud de onda.

Solución: a) v = 1, 75 m/s y $V_{máx}$ = 14 m/s , b) 0,89 s

15.- La ecuación de una onda viene dada por la expresión x = 0, 5 .sen (10.πt) en unidades del S.I. Si la velocidad de propagación de las ondas que origina es 5 m/s, calcula la frecuencia, la velocidad máxima de vibración y la longitud de onda.

Solución: f = 5 Hz , $V_{máx}$ = 5π m/s, λ = 1 m