

Conceptos básicos

Cuestión 1

Sabiendo que la masa molecular de hidrógeno es 2 y la del oxígeno 32, conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿Qué ocupará más volumen, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura?
- ¿Qué tendrá más masa, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno?
- ¿Dónde habrá más moléculas, en un mol de hidrógeno o en un mol de oxígeno?

Cuestión 2

En 1 m^3 de metano (CH_4), medido en condiciones normales de presión y temperatura, calcule:

- El número de moles de metano.
- El número de moléculas de metano.
- El número de átomos de hidrógeno.

Cuestión 3

En 0,5 moles de CO_2 , calcule:

- El número de moléculas de CO_2
- La masa de CO_2 .
- El número total de átomos.

Datos. Masas atómicas: C = 12; O = 16.

Cuestión 4

Razone qué cantidad de las siguientes sustancias tiene mayor número de átomos:

- 0,3 moles de SO_2 .
- 14 gramos de nitrógeno molecular.
- 67,2 litros de gas helio en condiciones normales de presión y temperatura.

Datos. Masas atómicas: N = 14; O = 16; S = 32.

Cuestión 5

Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Dos masas iguales de los elementos A y B contienen el mismo número de átomos.
- La masa atómica de un elemento es la masa, en gramos, de un átomo de dicho elemento.
- El número de átomos que hay en 5 g de oxígeno atómico es igual al número de moléculas que hay en 10 g de oxígeno molecular.

Cuestión 6

- ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de sodio?
- ¿Cuántos átomos de aluminio hay en 0,5 g de este elemento?
- ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 0,5 g de tetracloruro de carbono?

Datos. Masas atómicas: C = 12; Na = 23; Al = 27; Cl = 35,5.

Cuestión 7

Razone si son verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes:

- La masa de un ion monovalente positivo es menor que la del átomo correspondiente.
- El número atómico de un ion monovalente positivo es menor que el del átomo correspondiente.
- En un gramo de cualquier elemento hay más átomos que habitantes tiene la Tierra, $6 \cdot 10^9$.

Cuestión 8

Un vaso contiene 100 mL de agua. Calcule:

- Cuántos moles de agua hay en el vaso.

- b) Cuántas moléculas de agua hay en el vaso.
- c) Cuántos átomos de hidrógeno y oxígeno hay en el vaso.

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16.

Cuestión 9

Razone si las siguientes afirmaciones son correctas o no:

- c) 17 g de NH_3 ocupan, en condiciones normales, un volumen de 22'4 litros.
- b) En 17 g NH_3 hay $6 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- c) En 32 g de O_2 hay $6 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno.

Datos. Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16.

Cuestión 10

En 10 litros de hidrógeno y en 10 litros oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay:

- a) El mismo número de moles.
- b) Idéntica masa de ambos.
- c) El mismo número de átomos.

Indique si son correctas o no estas afirmaciones, razonando las respuestas.

Cuestión 11

Calcule:

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

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16.

Cuestión 12

Calcule el número de átomos que hay en:

- a) 44 g de CO_2 .
- b) 50 L de gas He, medidos en condiciones normales.
- c) 0'5 moles de O_2 .

Datos. Masas atómicas: C = 12; O = 16.

Cuestión 13

Las masas atómicas del hidrógeno y del helio son 1 y 4, respectivamente.

Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Un mol de He contiene el mismo número de átomos que un mol de H_2 .
- b) La masa de un átomo de helio es 4 gramos.
- c) En un gramo de hidrógeno hay $6 \cdot 10^{23}$ átomos

Cuestión 14

La estricnina es un potente veneno que se ha usado como raticida, cuya fórmula es $\text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{N}_{20}$. Para 1 mg de estricnina, calcule:

- a) El número de moles de carbono.
- b) El número de moléculas de estricnina.
- c) El número de átomos de nitrógeno.

Datos. Masas atómicas: C = 12; H = 1; N = 14; O = 16.

Cuestión 15

De un recipiente que contiene 32 g de metano, se extraen $9 \cdot 10^{23}$ moléculas. Calcule:

- a) Los moles de metano que quedan.

- b) Las moléculas de metano que quedan.
- c) Los gramos de metano que quedan.

Datos. Masas atómicas: H = 1; C = 12.

Cuestión 16

- a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 200 litros de oxígeno molecular en condiciones normales?
- b) Una persona bebe al día 1 litro de agua. Suponiendo que la densidad del agua es de 1 g/mL, ¿cuántos átomos de hidrógeno incorpora a su cuerpo por este procedimiento?

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16.

Problema 1

Cuando se calienta de modo conveniente cloruro amónico se descompone en cloruro de hidrógeno y amoníaco. Si se liberan 17 g de amoníaco, calcule:

- a) La masa obtenida de cloruro de hidrógeno.
- b) Las fracciones molares de cada gas generado.

Datos. Masas atómicas: H = 1; N = 14; Cl = 35,5

Problema 2

Una mezcla de dos gases está constituida por 2 g de SO₂ y otros 2 g de SO₃ y está contenida en un recipiente a 27° C y a 2 atm de presión. Calcule:

- a) El volumen que ocupa la mezcla.
- b) La fracción molar de cada gas.

Datos. R = 0,082 atm L K⁻¹ mol⁻¹. Masas atómicas: O = 16; S = 32.

Problema 3

En un recipiente de 2 L de capacidad, que está a 27 °C, hay 60 g de una mezcla equimolar de hidrógeno y helio. Calcule:

- a) La presión total del recipiente.
- b) Las presiones parciales ejercidas por los gases.

Datos. R = 0,082 atm L K⁻¹ mol⁻¹. Masas atómicas: H = 1; He = 4.

Problema 4

Se dispone de un recipiente de 10 L de capacidad, que se mantiene siempre a la temperatura de 25 °C, y se introducen en el mismo 5 L de CO₂ a 1 atm y 5 L de CO a 2 atm, ambos a 25 °C. Calcule:

- a) La composición en porcentaje de la mezcla.
- b) La presión del recipiente.

Datos. R = 0,082 atm L K⁻¹ mol⁻¹.

Problema 5

En un recipiente de 20 L de capacidad, que se mantiene a la temperatura constante de 30° C, se introducen 2 L de H₂ a 2 atm de presión y 20 L de N₄ a 4 atm de presión, ambos a 30° C. Calcule:

- a) La presión total que ejerce la mezcla gaseosa en el recipiente.
- b) Las presiones parciales de los gases después de extraer del recipiente 2 L de la mezcla gaseosa a 1 atm de presión, pero manteniendo la temperatura constante.

Datos. R = 0,082 atm L K⁻¹ mol⁻¹.

Problema 6

Un recipiente de 10 L contiene una mezcla de CO₂ y CO (cuyas fracciones molares son 0,22 y 0,78, respectivamente), ejerciendo la mezcla una presión de 2 atm a la temperatura de 27 °C. Calcule:

- a) La presión parcial ejercida por cada gas en el recipiente.
- b) El número de gramos de cada compuesto.

Datos. R = 0,082 atm L K⁻¹ mol⁻¹. Masas atómicas: C = 12; O = 16.

Problema 7

Calcule la composición centesimal del ácido sulfúrico.

Datos. Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16

Problema 8

Se disuelven 10 g de ácido nítrico en 1 L de agua. Calcule:

- La molaridad de la disolución anterior.
- La molaridad de la disolución resultante de diluir 100 mL de la disolución original hasta 2 L.

Datos. Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16.

Problema 9

Se tiene un recipiente con 500 mL de una disolución que contiene 10 g de NaOH, siendo su densidad de 1,01 g / mL. Calcule:

- La molalidad de la disolución.
- Las fracciones molares de soluto y disolvente.

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23.

Problema 10

Un hidrocarburo tiene la siguiente composición centesimal: 17,24 % de hidrógeno 82,76 % de carbono. Sabiendo que la masa molecular del compuesto es 58.

Calcule:

- La fórmula empírica.
- La fórmula molecular.

Datos. Masas atómicas: H = 1; C = 12

Problema 11

El sulfato de cobre hidratado al calentarse a 150° C se transforma en sulfato de cobre anhidro. Calcule:

- La fórmula del sulfato de cobre anhidro, sabiendo que su composición centesimal es S (20,06 %), O (40,12 %) y Cu (resto hasta 100%).
- El número de moléculas de agua que tiene el compuesto hidratado, conociendo que 2,5026 g del hidrato se transforman al calentar en 1,6018 g del compuesto anhidro.

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32; Cu = 63,5.

Problema 12

Una sustancia orgánica está formada únicamente por C (64,80 %), H (13,61 %) y O (resto hasta 100 %). En condiciones normales 2 g del compuesto gaseoso ocupan 604,4 cm³. Calcule:

- La fórmula empírica.
- La fórmula molecular.

Datos. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

Problema 13

Cuando se queman 2,57 g de un compuesto orgánico, sólo contiene C, H, O, se producen 5,143g de CO₂ y 0,9015 g de H₂O. ¿Cuál será la fórmula empírica del compuesto?

Datos. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16

Problema 14

El sulfato de amonio, (NH₄)₂SO₄, se utiliza como fertilizante en agricultura.

Calcule:

- El tanto por ciento en peso de nitrógeno en el compuesto.
- La cantidad de sulfato de amonio necesaria para aportar a la tierra 10 kg de nitrógeno.

Datos. Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16; S = 32.

Problema 15

Se toman 25 mL, de un ácido sulfúrico de densidad 1'84 g/ cm³ y del 96% de riqueza en peso y se le adiciona agua hasta 250 mL.

- Calcule la molaridad de la disolución resultante.
- Indique el material necesario y el procedimiento a seguir para preparar la disolución.

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32.

Problema 16

a) Calcule la masa de NaOH sólido del 80% de pureza en peso, necesaria para preparar 250 mL de disolución acuosa 0'025 M.

b) Explique el procedimiento para preparar la disolución, indicando el material necesario.

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23.

Problema 17

Calcular la molalidad de una disolución acuosa de hidróxido de sodio al 5 % en peso.

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23.

Problema 18

En el laboratorio se dispone de un ácido clorhídrico cuya densidad es de 1'2 g/mL y 36 % de riqueza en peso. Calcule:

- Su fracción molar.
- Su molalidad.

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; Cl = 35'5

Problema 19

Si 25 mL de una disolución 2'5 M de CuSO₄ se diluyen con agua hasta un volumen de 450 mL:

- ¿Cuántos gramos de sulfato de cobre hay en la disolución original?
- ¿Cuál es la molaridad de la disolución final?

Datos. Masas atómicas: O = 16; S = 32; Cu = 63'5

Problema 20

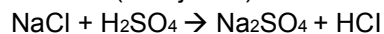
Se hacen reaccionar 10 g de cinc metálico con ácido sulfúrico en exceso. Calcule:

- El volumen de hidrógeno que se obtiene, medido a 27°C y 740 mm de mercurio de presión.
- La masa de sulfato de cinc formada si la reacción tiene un rendimiento del 80%.

Datos. R = 0'082 atm.L. K-1.mol-1. Masas atómicas: O = 16; S = 32; Zn = 65'4.

Problema 21

Se prepara ácido clorhídrico por calentamiento de una mezcla de cloruro de sodio con ácido sulfúrico concentrado, según la reacción (sin ajustar):



Calcule:

- La masa, en gramos, de ácido sulfúrico del 90% de riqueza en peso que será necesario para producir 1 Tm de disolución concentrada de ácido clorhídrico del 42% en peso.
- La masa de cloruro de sodio consumida en el proceso.

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32; Cl = 35'5.

Problema 22

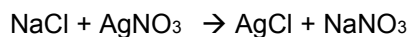
En el proceso de formación de agua a partir de sus elementos:

- Calcule la masa de agua, en gramos que se forman a partir de 20 g de hidrógeno y 60 g de oxígeno.
- ¿Qué reactivo se encuentra en exceso y en qué cantidad?

c) Si el agua formada se encuentra a 120 °C y 1 atm de presión, calcule el volumen que ocupa.
Datos. $R = 0'082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; O = 16

Problema 23

En la reacción:



a) ¿Qué masa de cloruro de plata puede obtenerse a partir de 100 mL de nitrato de plata 0'5 M y 100 mL de cloruro de sodio 0'4 M?

b) Calcule la cantidad de reactivo en exceso que queda sin reaccionar, expresada en gramos.

Datos. Masas atómicas: N = 14; O = 16; Na = 23; Cl = 35'5; Ag = 108.

Problema 24

Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 mL de ácido clorhídrico 6 M. Cuando termina el desprendimiento de hidrógeno:

a) ¿Qué quedará en exceso, cinc o ácido?

b) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27°C y a la presión de 760 mm de mercurio se habrá desprendido?

Datos: $R = 0'082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5; Zn = 65'4.

Problema 25

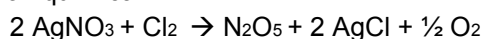
a) Calcule la molaridad de una disolución de HNO₃ del 36% de riqueza en peso y densidad 1'22 g/mL.

b) ¿Qué volumen de ese ácido debemos tomar para preparar 0'5 L de disolución 0'25 M?

Datos. Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16;

Problema 26

Dada la siguiente reacción química:



Calcule:

a) Los moles de N₂O₅ que se obtienen a partir de 20 g de AgNO₃.

b) El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20 °C y 620 mm de mercurio.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ Masas atómicas: N=14; O=16; Ag=108.

Problema 27

Una disolución de HNO₃ 15 M tiene una densidad de 1'40 g/mL. Calcule:

a) La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa de HNO₃.

b) El volumen de la misma que debe tomarse para preparar 10 L de disolución de HNO₃ 0'05 M.

Datos. Masas atómicas: N = 14; O = 16; H = 1

Problema 28

Dada una disolución acuosa de HCl 0'2 M, calcule:

a) Los gramos de HCl que hay en 20 mL de dicha disolución.

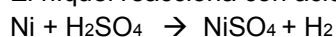
b) El volumen de agua que habrá que añadir a 20 mL de HCl 0'2 M, para que la disolución pase a ser 0,01 M.

Suponga que los volúmenes son aditivos.

Datos. Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.

Problema 29

El níquel reacciona con ácido sulfúrico según:



a) Una muestra de 3 g de níquel impuro reacciona con 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico 18 M.

Calcule el porcentaje de níquel en la muestra.

b) Calcule el volumen de hidrógeno desprendido, a 25 °C y 1 atm, cuando reaccionan 20 g de níquel puro con exceso de ácido sulfúrico.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Masa atómica: Ni = 58'7

Problema 30

a) Calcule la cantidad de sulfato de sodio del 80% de riqueza en peso, necesaria para preparar 500 mL de una disolución 0'1 M en ión sodio (Na^+).

b) Qué cantidad habría que pesar si el sulfato de sodio estuviera decahidratado y tuviera un 60% de riqueza en peso?

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32.

Problema 31

El carbonato de sodio se puede obtener por descomposición térmica del bicarbonato de sodio, según la reacción:



Se descomponen 50 g de bicarbonato de sodio de un 98% de riqueza en peso.

Calcule:

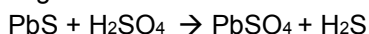
a) El volumen de CO_2 desprendido, medido a 25°C y 1'2 atm.

b) La masa, en gramos, de carbonato sódico que se obtiene.

Datos. R = 0'082 atm L K⁻¹ mol⁻¹ Masas atómicas: Na = 23; H = 1; C = 12; O = 16.

Problema 32

Al tratar 5 g de galena con ácido sulfúrico se obtienen 410 cm³ de H_2S , medidos en condiciones normales, según la ecuación:



Calcule:

a) La riqueza de la galena en PbS.

b) El volumen de ácido sulfúrico 0'5 M gastado en esa reacción.

Datos. Masas atómicas: Pb = 207; S = 32.

Problema 33

Cuando se calienta clorato de potasio (KClO_3) se descompone en cloruro de potasio y oxígeno.

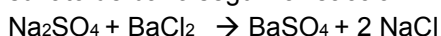
a) Calcule la cantidad de clorato de potasio del 80% de riqueza en peso, que será necesario para producir 1 kg de cloruro de potasio.

b) ¿Cuántos moles de oxígeno se producirán y qué volumen ocuparán en condiciones normales?

Datos. R = 0'082 atm L K⁻¹ mol⁻¹. Masas atómicas: O = 16; Cl = 35'5; K = 39.

Problema 34

El sulfato de sodio y el cloruro de bario reaccionan en disolución acuosa para dar un precipitado blanco de sulfato de bario según la reacción:



a) ¿Cuántos gramos de BaSO_4 se forman cuando reaccionan 8'5 mL de disolución de sulfato de sodio 0'75 M con exceso de cloruro de bario?

b) ¿Cuántos mL de cloruro de bario de concentración 0'15 M son necesarios para obtener 0'6 g de sulfato de bario?

Datos. Masas atómicas: O = 16; S = 32; Ba = 137

Problema 35

Se disuelven 5 gramos de nitrato de plata impuro en 500 mL de agua. Si al añadir a esta disolución 20 mL de otra disolución de ácido clorhídrico de densidad 1'07 g/cm³ y riqueza del 4% en peso, precipita toda la plata como cloruro de plata, calcule:

a) La riqueza de la muestra de nitrato de plata.

b) La molaridad del ácido clorhídrico.

Datos. Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16; Cl = 35'5; Ag = 108

Problema 36

Cuando se añade agua a 100 g de carburo de calcio se forma gas acetileno (etino), según la reacción:



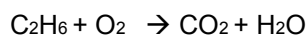
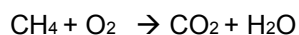
a) Calcule los gramos de acetileno que se obtendrán

b) Si se quema el gas acetileno obtenido, calcular los litros de dióxido de carbono que se formarán medidos en condiciones normales.

Datos. . $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; Ca = 40.

Problema 37

Una mezcla de 100 cm³ de metano y etano arde completamente con 320 cm³ de oxígeno, según:



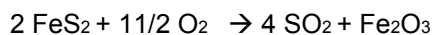
Calcule:

a) El volumen de cada gas en la mezcla.

b) Las fracciones molares de cada gas.

Problema 38

Cuando se tuesta una cierta cantidad de pirita, según:



El dióxido de azufre obtenido produce 1000 L de H₂SO₄ 8 M. Teniendo en cuenta que el rendimiento de la reacción global es del 100 %, calcule:

a) El número de kg de pirita necesarios para generar esa cantidad de ácido sulfúrico, suponiendo que la pirita es pura.

b) El porcentaje de impureza de la pirita si se han usado 1000 kg de mineral para producir esa cantidad de ácido sulfúrico.

Datos. Masas atómicas: S = 32; Fe = 55,85.

Estructura de la materia

Cuestión 1

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; B: $1s^2 2s^2$; C: $1s^2 2s^2 2p^6$.

Indique, razonadamente:

- El grupo y período en los que se hallan A, B y C.
- Los iones más estables que formarán A, B y C.

Cuestión 2

- Escriba la estructura electrónica de los átomos de los elementos cuyos números atómicos son 11, 13 y 16.
- Indique, justificando la respuesta, el elemento de mayor energía de ionización y el que tiene mayor carácter metálico.
- ¿En qué grupo y período del sistema periódico está situado cada elemento?

Cuestión 3

Para cada una de las siguientes parejas:

- K(Z = 19) y Cl(Z = 17);
- F(Z = 9) y Na(Z = 11);
- Cl^- y K^+ .

Indique de forma razonada, qué átomo o ion tiene un radio mayor.

Cuestión 4

- Indique la configuración electrónica de los átomos de los elementos A, B y C cuyos números atómicos son respectivamente: 13, 17 y 20.
- Escriba la configuración electrónica del ion más estable de cada uno de ellos.
- Ordene dichos iones por orden creciente de sus radios.

Cuestión 5

Ordene los elementos químicos Ca, Cl, Cs y F en sentido creciente de su:

- Carácter metálico.
- Radio atómico.

Justifique las respuestas.

Cuestión 6

Dados los valores de números cuánticos: $(4, 2, 3, -\frac{1}{2})$; $(3, 2, 1, \frac{1}{2})$; $(2, 0, -1, \frac{1}{2})$; y $(1, 0, 0, \frac{1}{2})$:

- Indique cuáles de ellos no están permitidos.
- Indique el nivel y el orbital en el que se encontrarían los electrones definidos por los valores de los números cuánticos permitidos.

Cuestión 7

Considere la siguiente tabla incompleta:

Elementos	Na	?	Al	?	S	?
Radios atómicos	?	136	?	110	?	99

- Reproduzca la tabla y complétela situando los valores 125 nm, 104 nm y 157 nm y los elementos P, Cl y Mg en los lugares oportunos.
- Indique y explique qué norma ha seguido.

Cuestión 8

Dados los elementos A, B, y C, de números atómicos 9, 19 y 35, respectivamente:

- Escriba la estructura electrónica de esos elementos
- Determine el grupo y período a los que pertenecen.
- Ordénelos en orden creciente de su electronegatividad.

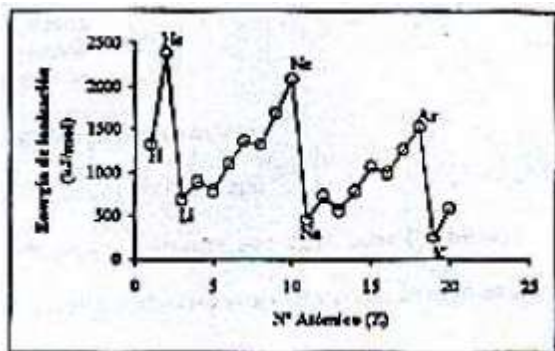
Cuestión 9

- Escriba la configuración electrónica de los átomos de los elementos con números atómicos 20, 30 y 35.
- Indique, razonadamente, cuál es el ion más estable de cada uno de ellos y escriba su configuración electrónica.

Cuestión 10

La gráfica adjunta relaciona valores de energía de ionización, E.I., con los números atómicos de los elementos. Con la información que obtenga a partir de ella:

- Justifique la variación periódica que se produce en los valores E.I.
- Enumere los factores que influyen en esta variación y razone la influencia del factor determinante



Cuestión 11

En la tabla siguiente se dan las energías de ionización (kJ/mol) de los primeros elementos alcalinos.

	1º E.I.	2º E.I.	3º E.I.	4º E.I.
Li	521	7294	11819	-----
Na	492	4564	6937	9561
K	415	3068	4448	5895

Explique:

- ¿Por qué disminuye la 1ª E.I. del Li al K?
- ¿Por qué no hay valor para la 4ª E.I. del Li?
- ¿Por qué aumenta de la 1ª E.I. a la 4ª E.I.?

Cuestión 12

Dados los elementos A y B cuyos números atómicos son, respectivamente, $Z = 20$ y $Z = 35$.

- Escriba la configuración electrónica de ambos.
- Cuál tendrá mayor radio? Razone la respuesta.
- ¿Cuál tendrá mayor afinidad electrónica? Razone la respuesta.

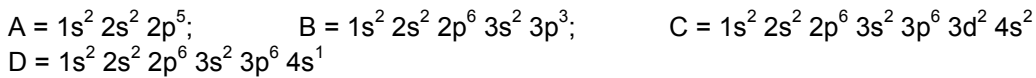
Cuestión 13

Indique para los elementos A, B y C cuyos números atómicos son, respectivamente, 13, 16 y 20:

- Configuración electrónica.
- Justifique cuál tendrá mayor energía de ionización.
- El grupo y el período del sistema periódico en que se encuentra cada elemento.

Cuestión 14

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas correspondientes a átomos neutros:



Indique razonadamente:

- Grupo y período a que pertenece cada elemento.
- Qué elemento posee mayor energía de ionización y cuál menor.
- Qué elemento tiene mayor radio atómico.

Cuestión 15

Escriba la configuración electrónica de los iones Cl^- ($Z = 17$) y K^+ ($Z = 19$)

- Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
- Razone cuál de los dos elementos neutros tendrá mayor energía de ionización.

Cuestión 16

Tres elementos tienen de número atómico 25, 35 y 38, respectivamente.

- Escriba la configuración electrónica de los mismos.
- Indique, razonadamente, el grupo y período a que pertenece cada uno de los elementos anteriores.
- Indique, razonando la respuesta, el carácter metálico o no metálico de cada uno de los elementos anteriores.

Cuestión 17

Las dos tablas siguientes corresponden a radios atómicos:

Elemento	Li	Be	B	C	N
$R(\Delta)$	1'23	0'89	0'80	0'77	0'70
Elemento	Li	Na	K	Rb	Cs
$R(\Delta)$	1'23	1'57	2'03	2'16	2'35

- Justifique la variación del radio en el período.
- Justifique la variación del radio en el grupo.

Cuestión 18

Los números atómicos de los elementos P y Mn son 15 y 25, respectivamente.

- Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.
- Indique los números cuánticos que correspondan a los electrones situados, en cada caso, en los orbitales más externos.

Cuestión 19

Los elementos Na, Al, y Cl tienen de números atómicos 11, 13 y 17, respectivamente,

- Escriba la configuración electrónica de cada elemento.
- Escriba la configuración electrónica de los iones Na^+ , Al^{3+} y Cl^- .
- Ordene, de forma razonada, los radios de los iones anteriores.

Cuestión 20

Los números atómicos de los elementos Br y Rb son 35 y 37, respectivamente.

- Escriba la configuración electrónica de ambos elementos.
- Indique el ion más estable de cada elemento y su configuración electrónica

c) Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.

Cuestión 21

Los elementos A y B tienen, en sus últimos niveles, las configuraciones:

$A = 4s^2 p^6 5s^1$ y $B = 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^4$. Justifique:

- Si A es metal o no metal.
- Qué elemento tendrá mayor afinidad electrónica.
- Qué elemento tendrá mayor radio.

Cuestión 22

Los átomos neutros X, Y, Z, tienen las siguientes configuraciones:

$X = 1s^2 2s^2 p^1$; $Y = 1s^2 2s^2 p^5$; $Z = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2$

- Indique el grupo y el período en el que se encuentran.
- Ordénelos, razonadamente, de menor a mayor electronegatividad
- ¿Cuál es el de mayor energía de ionización?

Cuestión 23

Defina:

- Energía de ionización.
- Afinidad electrónica.
- Electronegatividad.

Cuestión 24

Escriba las configuraciones electrónicas del átomo e iones siguientes: Al (Z=13), Na^+ (Z=11), O^{2-} (Z=8).

- ¿Cuáles son isoelectrónicos?
- ¿Cuál o cuáles tienen electrones desapareados?

Cuestión 25

Los elementos X, Y y Z tienen números atómicos 13, 20 y 35, respectivamente.

- Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.
- ¿Serían estables los iones X^{2+} , Y^{2+} y Z^{2-} ? Justifique las respuestas.

Cuestión 26

Dados los siguientes grupos de números cuánticos (n, l, m): (3, 2, 0); (2, 3, 0); (3, 3, 2); (3, 0, 0); (2, -1, 1); (4, 2, 0). Indique:

- Cuáles no son permitidos y por qué.
- Los orbitales atómicos que se corresponden con los grupos cuyos números cuánticos sean posibles.

Cuestión 27

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a elementos neutros:

A ($1s^2 2s^2 2p^2$); B ($1s^2 2s^2 2p^5$); C ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$); D ($1s^2 2s^2 2p^4$)

Indique razonadamente:

- El grupo y período al que pertenece cada elemento.
- El elemento de mayor y el de menor energía de ionización.
- El elemento de mayor y el de menor radio atómico.

Cuestión 28

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

Cuestión 29

- Escriba las configuraciones electrónicas de los iones siguientes: Na^+ ($Z=11$) y F^- ($Z=9$).
- Justifique que el ion Na^+ tiene menor radio que el ion F^- .
- Justifique que la energía de ionización del sodio es menor que la del flúor.

Cuestión 30

Dados los elementos A ($Z=13$), B ($Z=9$) y C ($Z=19$)

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- Ordénelos de menor a mayor electronegatividad.
- Razone cuál tiene mayor volumen.

Cuestión 31

- ¿Por qué el volumen atómico aumenta al bajar en un grupo de la tabla periódica?
- ¿Por qué los espectros atómicos son discontinuos?
- Defina el concepto de electronegatividad.

Cuestión 32

Razone si las siguientes configuraciones electrónicas son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado:

- $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2$.

Cuestión 33

Dados los elementos cuyos números atómicos son 7, 17 y 20.

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- Razone a qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenecen.
- ¿Cuál será el ion más estable de cada uno? Justifique la respuesta.

Cuestión 34

Dado el elemento de $Z = 19$:

- Escriba su configuración electrónica.
- Indique a qué grupo y periodo pertenece.
- ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?

Cuestión 35

Cuatro elementos que llamaremos A, B, C y D tienen, respectivamente, los números atómicos: 2, 11, 17 y 25. Indique:

- El grupo y el periodo al que pertenecen.
- Cuáles son metales.
- El elemento que tiene mayor afinidad electrónica.

Cuestión 36

- Indique cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son posibles para un electrón en un átomo: $(4,2,0,+1/2)$; $(3,3,2,-1/2)$; $(2,0,1,+1/2)$; $(3,2,-2,-1/2)$; $(2,0,0,-1/2)$.
- De las combinaciones de números cuánticos anteriores que sean correctas, indique el orbital donde se encuentra el electrón.
- Enumere los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía.

Cuestión 37

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la capa de valencia: 1) ns^1 2) $ns^2 np^4$ 3) $ns^2 np^6$

- a) Indique el grupo al que corresponde cada una de ellas.
- b) Nombre dos elementos de cada uno de los grupos anteriores.
- c) Razone cuáles serán los estados de oxidación más estables de los elementos de esos grupos.

Cuestión 38

- a) Defina el concepto de energía de ionización de un elemento.
- b) Justifique por qué la primera energía de ionización disminuye al descender en un grupo de la tabla periódica.
- c) Dados los elementos F, Ne y Na, ordénelos de mayor a menor energía de ionización

Cuestión 39

- a) Escriba las configuraciones electrónicas del cloro ($Z = 17$) y del potasio ($Z = 19$).
- b) ¿Cuáles serán los iones más estables a que darán lugar los átomos anteriores?
- c) ¿Cuál de esos iones tendrá menor radio?

Cuestión 40

Los números atómicos de los elementos A, B y C son, respectivamente, 19, 31 y 36.

- a) Escriba las configuraciones electrónicas de estos elementos.
- b) Indique qué elementos, de los citados, tienen electrones desapareados.
- c) Indique los números cuánticos que caracterizan a esos electrones desapareados.

Cuestión 41

Dados los siguientes grupos de números cuánticos:

A: (2, 2, 1, $\frac{1}{2}$); B: (3, 2, 0, $-\frac{1}{2}$); C: (4, 2, 2, 0); D: (3, 1, 1, $\frac{1}{2}$)

- a) Razone qué grupos no son válidos para caracterizar un electrón.
- b) Indique a qué orbitales corresponden los grupos permitidos.

Cuestión 42

La configuración electrónica de un átomo excitado de un elemento es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$.

Razone cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas y cuáles falsas para ese elemento:

- a) Pertenece al grupo de los alcalinos.
- b) Pertenece al periodo 5 del sistema periódico.
- c) Tiene carácter metálico.

Cuestión 43

Dadas las especies: Cl^- ($Z = 17$), K^+ ($Z = 19$) y Ar ($Z = 18$):

- a) Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas.
- b) Justifique cuál tendrá un radio mayor.

Cuestión 44

Considere la serie de elementos: Li, Na, K, Rb y Cs.

- a) Defina Energía de ionización.
- b) Indique cómo varía la Energía de Ionización en la serie de los elementos citados.
- c) Explique cuál es el factor determinante de esta variación.

Cuestión 45

Los números atómicos de los elementos A, B y C son, respectivamente, 20, 27 y 34.

- a) Escriba la configuración electrónica de cada elemento.
- b) Indique qué elemento es el más electronegativo y cuál el de mayor radio.
- c) Indique, razonadamente, cuál o cuáles de los elementos son metales y cuál o cuáles no metales.

Cuestión 46

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas externas:

ns^1 ; $ns^2 np^1$; $ns^2 np^6$

- Identifique el grupo del sistema periódico al que corresponde cada una de ellas.
- Para el caso de $n = 4$, escriba la configuración electrónica completa del elemento de cada uno de esos grupos y nómbrelo.

Cuestión 47

- Escriba la configuración electrónica de los elementos A, B y C, cuyos números atómicos son 33, 35 y 37, respectivamente.
- Indique el grupo y el periodo al que pertenecen.
- Razone qué elemento tendrá mayor carácter metálico.

Cuestión 48

Indique:

- Los subniveles de energía, dados por el número cuántico secundario l , que corresponden al nivel cuántico $n = 4$.
- A qué tipo de orbitales corresponden los subniveles anteriores.
- Si existe algún subnivel de $n = 5$ con energía menor que algún subnivel de $n = 4$, diga cuál.

Cuestión 49

- Indique el número de electrones desapareados que hay en los siguientes átomos: As ($Z = 33$); Cl ($Z = 17$); Ar ($Z = 18$)
- Indique los grupos de números cuánticos que corresponderán a esos electrones desapareados.

Cuestión 50

- Razone si para un electrón son posibles las siguientes series de números cuánticos: $(0, 0, 0, -\frac{1}{2})$; $(1, 1, 0, +\frac{1}{2})$; $(2, 1, -1, +\frac{1}{2})$; $(3, 2, 1, -\frac{1}{2})$
- Indique a qué tipo de orbital corresponden los estados anteriores que sean posibles.
- Indique en cuál de ellos la energía es mayor.

Cuestión 51

Dadas las siguientes especies: Ar, Ca^{2+} y Cl^-

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- Ordénelas, razonando la respuesta, en orden creciente de sus radios. Números atómicos: Ar = 18; Ca = 20; Cl = 17.

Enlace químico

Cuestión 1

Comente cada una de las frases siguientes, indicando si son verdaderas o falsas, y explique las razones en las que se basa.

- Para fundir hielo han de romperse enlaces covalentes.
- Para evaporar agua hay que romper enlaces de hidrógeno

Cuestión 2

Para las especies químicas: yodo, metano, cloruro de potasio, cloruro de hidrógeno, mercurio y amoníaco, indique de forma razonada:

- Las que poseen enlace covalente.
- De entre las del apartado a), las que son polares, teniendo en cuenta su geometría

Cuestión 3

Dadas las especies químicas tetracloruro de carbono y amoníaco:

- Indique la geometría de las moléculas, utilizando para ello el modelo de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia.
- Indique la hibridación del átomo central.
- Justifique la polaridad de las mismas.

Cuestión 4

a) Indique el tipo de enlace que predomina (iónico, covalente o metálico) en las siguientes especies químicas: cobre, tricloruro de boro, agua, fluoruro de cesio y difluoruro de berilio.

b) En el caso que predomine el enlace covalente, justifique la geometría y la polaridad de las moléculas

Cuestión 5

Comente cada una de las frases siguientes, indicando si pueden ser verdaderas o no, y explique las razones en las que se basa:

- El agua es un compuesto covalente apolar.
- El agua es un buen disolvente de sustancias iónicas.

Cuestión 6

a) Escribe las configuraciones electrónicas de los átomos X ($Z = 19$); Y ($Z = 17$).

b) Justifique el tipo de enlace que se formará cuando se combinen X-Y o Y-Y.

c) Justifique si las dos especies formadas en el apartado anterior serán solubles.

Cuestión 7

Calcule la energía reticular del cloruro de sodio, sabiendo:

Entalpía de formación (NaCl) = - 411 kJ/mol

Energía de sublimación del sodio = + 108 kJ/mol

Potencial de ionización del sodio = + 495 kJ/mol

Energía de disociación del cloro = + 242 kJ/mol

Afinidad electrónica del cloro = - 394 kJ/mol

Cuestión 8

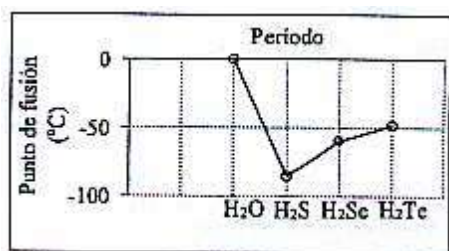
a) Represente, según la teoría de Lewis, las moléculas de etano (C_2H_6), eteno (C_2H_4) y etino (C_2H_2). Comente las diferencias más significativas que encuentre.

b) Qué tipo de hibridación presenta el carbono en cada una de las moléculas.

Cuestión 9

Dada la gráfica adjunta, justifique:

- El tipo de enlace dentro de cada compuesto.
- La variación de los puntos de fusión.
- Si todas las moléculas tienen una geometría angular, ¿Cuál será la más polar?



Cuestión 10

Dadas las energías reticulares de las siguientes sustancias:

	U (kJ/mol)
NaF	- 914
NaCl	- 770
NaBr	- 728

Razone cómo varían:

- Sus puntos de fusión
- Su dureza.
- Su solubilidad en agua.

Cuestión 11

Justifique la veracidad de las siguientes afirmaciones:

- El agua pura es mala conductora de la electricidad.
- El cloruro de sodio, en estado sólido, conduce la electricidad.
- La disolución formada por cloruro de sodio en agua conduce la electricidad.

Cuestión 12

Dadas las especies moleculares PF₃ y SiF₄.

- Determine su geometría mediante la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia
- Razone si los enlaces serán polares.
- Razone si las moléculas presentarán momento dipolar.

Cuestión 13

Los átomos A, B, C y D corresponden a elementos del mismo período y tienen 1,3, 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿Qué fórmulas tendrán los compuestos formados por A y D, y por B y D?
- ¿El compuesto formado por B y D será iónico o covalente?
- ¿Qué elemento tiene la energía de ionización más alta y cuál más baja?

Cuestión 14

Describa el tipo de fuerzas que hay que vencer para llevar a cabo los siguientes procesos:

- Fundir hielo
- Hervir bromo (Br₂)
- Fundir cloruro de sodio.

Cuestión 15

Explique desde el punto de vista de las interacciones moleculares los siguientes hechos:

- El etano tiene un punto de ebullición más alto que el metano
- El etanol tiene un punto de ebullición más alto que el etano.

Cuestión 16

- Represente la estructura del trifluoruro de fósforo, según la teoría de Lewis.
- Indique cuál será su geometría según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- ¿Podrá tener el fósforo una covalencia superior a la presentada en el trifluoruro de fósforo? Razone la respuesta.

Cuestión 17

La tabla que sigue corresponde a los puntos de fusión de distintos sólidos iónicos:

Compuesto	NaF	NaCl	NaBr	NaI
Punto de fusión °C	980	801	755	651

Considerando los valores anteriores: a) Indique cómo variará la energía reticular en este grupo de compuestos. b) Razone cuál es la causa de esa variación.

Cuestión 18

- Escriba la estructura de Lewis para las moléculas NF_3 y CF_4 .
- Dibuje la geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- Considerando las geometrías moleculares, razone acerca de la polaridad de ambas moléculas.
Datos: Números atómicos: C = 6; N = 7; F = 9.

Cuestión 19

- Escriba las estructuras de Lewis correspondientes a las moléculas de etano (CH_3CH_3) y eteno ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$)
- Explique qué tipo de hibridación tiene el carbono en cada compuesto.

Cuestión 20

Dadas las especies químicas H_2S y PH_3 :

- Representélas mediante diagramas de Lewis.
- Prediga la geometría de las especies anteriores según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- Indique la hibridación que presenta el átomo central en cada especie.

Cuestión 21

Indique el tipo de hibridación que presenta cada uno de los átomos de carbono en las siguientes moléculas:

- $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CCH}_3$
- $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

Cuestión 22

Cuatro elementos se designan arbitrariamente como A, B, C y D. Sus electronegatividades se muestran en la tabla siguiente:

Elemento	A	B	C	D
Electronegatividad	3,0	2,8	2,5	2,1

Si se forman las moléculas AB, AC, AD y BD:

- Clasifíquelas en orden creciente por su carácter covalente. Justifique la respuesta.

b) ¿Cuál será la molécula más polar? Justifique la respuesta.

Cuestión 23

En función del tipo de enlace explique por qué:

- El NH_3 tiene un punto de ebullición más alto que el CH_4 .
- El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl_2 .
- El CH_4 es insoluble en agua y el KCl es soluble.

Cuestión 24

Explique, en función del tipo de enlace que presentan, las siguientes afirmaciones:

- El cloruro de sodio es soluble en agua.
- El hierro es conductor de la electricidad.
- El metano tiene bajo punto de fusión.

Cuestión 25

- ¿Por qué el H_2 y el I_2 no son solubles en agua y el HI sí lo es?
- ¿Por qué la molécula BF_3 es apolar, aunque sus enlaces estén polarizados?

Cuestión 26

Justifique las siguientes afirmaciones:

- A 25°C y 1 atm, el agua es un líquido y el sulfuro de hidrógeno es un gas.
- El etanol es soluble en agua y el etano no lo es.
- En condiciones normales el flúor y el cloro son gases, el bromo es líquido y el yodo es sólido.

Cuestión 27

Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- Los metales son buenos conductores de la electricidad.
- Todos los compuestos de carbono presentan hibridación sp^3 .
- Los compuestos iónicos conducen la corriente eléctrica en estado sólido.

Cuestión 28

Dadas las especies químicas H_2S , PH_3 y CCl_4 , indique:

- La estructura de Lewis de cada molécula.
- La geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- La hibridación que presenta el átomo central de cada una de ellas.

Cuestión 29

A partir de los átomos A y B cuyas configuraciones electrónicas son, respectivamente, $1s^2 2s^2 2p^2$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

- Explique la posible existencia de las moléculas AB , AB_2 , AB_4 .
- Justifique la geometría de la molécula AB_4
- Discuta la existencia o no de momento dipolar en AB_4

Cuestión 30

Comente, razonadamente, la conductividad eléctrica de los siguientes sistemas:

- Un hilo de cobre.
- Un cristal de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.
- Una disolución de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

Cuestión 31

Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- El punto de ebullición del butano es menor que el de 1-butanol

- b) La molécula CHCl_3 posee una geometría tetraédrica con el átomo de carbono ocupando la posición central.
- c) El etano es más soluble en agua que el etanol.

Cuestión 32

Dados los siguientes compuestos: CaF_2 , CO_2 , H_2O . a) Indique el tipo de enlace predominante en cada uno de ellos.

- b) Ordene los compuestos anteriores de menor a mayor punto de ebullición. Justifique las respuestas.

Cuestión 33

En función del tipo de enlace explique por qué: a) El NH_3 tiene un punto de ebullición más alto que el CH_4 .

b) El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl_2 .

c) El CH_4 es insoluble en agua y el KCl es soluble.

Cuestión 34

Dados los siguientes compuestos: CaF_2 , CO_2 , H_2O .

a) Indique el tipo de enlace predominante en cada uno de ellos.

b) Ordene los compuestos anteriores de menor a mayor punto de ebullición.

Justifique las respuestas.

Termoquímica y Cinética

Cuestión 1

Indique, razonadamente, si cada una de las siguientes proposiciones, relativas a la variación de energía libre de Gibbs, ΔG , es verdadera o falsa:

- Puede ser positiva o negativa, pero nunca puede ser cero.
- Es independiente de la temperatura.
- Cuando ΔG es negativo, la reacción es espontánea.

Cuestión 2

Explique cómo variara con la temperatura la espontaneidad de una reacción química en la que $\Delta H^0 < 0$ y $\Delta S^0 < 0$, suponiendo que ambas magnitudes permanecen constantes con la variación de temperatura.

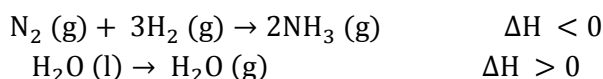
Cuestión 3

Indique, razonando la respuesta, si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones:

- La energía libre depende de la temperatura.
- No basta que una reacción sea exotérmica para que sea espontánea.
- En una reacción química la variación de entropía es siempre positiva.

Cuestión 4

Dados los procesos:



- Indique de forma razonada, como será el signo de ΔS en cada reacción.
- Analice la espontaneidad de ambos procesos.

Cuestión 5

Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- Algunas reacciones exotérmicas son espontáneas.
- En ciertas reacciones químicas, la variación de entalpía coincide con la variación de energía interna.
- La variación de entropía de una reacción espontánea puede ser negativa.

Cuestión 6

Dada la reacción: $2\text{C}_2\text{H}_6 (\text{g}) + 7\text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 4\text{CO}_2 (\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O} (\text{l})$

Razone:

- Si a una misma temperatura, el calor desprendido a volumen constante es mayor, menor o igual que el desprendido si la reacción tuviera a presión constante.
- Si la entropía en la reacción anterior aumenta o disminuye.

Cuestión 7

Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Toda reacción química exotérmica es espontánea.
- En toda reacción química espontánea, la variación de entropía es positiva.
- En el cambio de estado $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ se produce un aumento de entropía

Cuestión 8

Dada la reacción: $\text{CO} (\text{g}) + \text{NO}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{NO} (\text{g})$

- Dibuje el diagrama de entalpía teniendo en cuenta que las energías de activación para la reacción directa e inversa son 134 kJ/mol y 360 kJ/mol.

b) Justifique si la reacción directa es exotérmica o endotérmica

Cuestión 9

En una reacción en la que $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, se considera que ambas funciones termodinámicas permanecen constantes al cambiar la temperatura. Razone, en función de la temperatura, cuando esta reacción:

- Estará en equilibrio.
- Sera espontánea.

Cuestión 10

Dada reacción: $\text{N}_2\text{O} (\text{g}) \rightarrow \text{N}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g})$ $\Delta H = 43 \text{ KJ}$ $\Delta S = 80 \text{ J/K}$

- Justifique el signo positivo de la variación entropía.
- Si se supone que esas funciones termodinámicas no cambian con la temperatura ¿será espontánea la reacción a 27 °C?

Cuestión 11

- Razone si cuando un sistema gaseoso se expande disminuye su energía interna.
- Justifique como varia la entropía en la reacción: $2\text{KClO}_4 (\text{s}) \rightarrow 2\text{KClO}_3 (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g})$

Cuestión 12

Razone la certeza o falsedad de las siguientes afirmaciones, en relación con un proceso exotérmico:

- La entalpia de los reactivos es siempre menor que la de los productos.
- El proceso siempre será espontáneo.

Cuestión 13

Indique, razonadamente, como variara la entropía en los siguientes procesos:

- Disolución de nitrato de potasio, KNO_3 , en agua.
- Solidificación del agua.
- Síntesis del amoníaco: $\text{N}_2 (\text{g}) + 3\text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3 (\text{g})$

Cuestión 14

- Dibuje el diagrama entálpico de la reacción: $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_3$ sabiendo que la reacción directa es exotérmica y muy lenta, a presión atmosférica y temperatura ambiente.
- Como se modifica el diagrama entálpico de la reacción anterior por efecto de un catalizador positivo?
- Justifique si la reacción inversa sería endotérmica o exotérmica.

Cuestión 15

Justifique si es posible que:

- Una reacción endotérmica sea espontánea.
- Los calores de reacción a volumen constante y a presión constante sean iguales en algún proceso químico.

Problema 1

Calcule la variación de entalpia de reacción estándar de hidrogenación del acetileno (C_2H_2) para formar etano:

- A partir de las energías medias de enlace: (C-H) = 414 kJ/mol; (H-H) = 436 kJ/mol; (C-C) = 347 kJ/mol; (C≡C) = 837 kJ/mol.
- A partir de las entalpias de formación estándar del etano, $\Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_6 = -85 \text{ kJ/mol}$; y del acetileno, $\Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_2 = 227 \text{ kJ/mol}$.

Problema 2

A partir de los datos suministrados, calcule la variación de la entalpia de formación estándar del propano.

Datos de energías medias de enlace en kJ/mol: (C–H) = 414; (C–C) = 347; (H–H) = 436.
 Dato de Entalpia de sublimación: $C(s) \rightarrow C(g)$, $\Delta H^\circ = 712 \text{ kJ/mol}$.

Problema 3

a) Calcule la variación de entalpia que se produce en la reacción de combustión del butano en condiciones estándar, enunciando los principios teóricos o leyes en los que se basa.

b) .Que cantidad de calor se desprenderá en la combustión completa de los 12 kg de butano que contiene una bombona?

Datos: Entalpias de formación estándar: $\Delta H_f^\circ \text{CO}_2(g) = 393 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(l) = 286 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^\circ \text{C}_4\text{H}_{10}(g) = -125 \text{ kJ/mol}$.

Masas atómicas: H=1; C=12; O= 16.

Problema 4

A partir de los datos tabulados correspondientes a energías de enlace:

Enlace	Energía de enlace (KJ/mol)
H – H	436
O = O	498
O –H	464

a) Calcule la entalpia de formación estándar del agua en estado gaseoso.

b) Compare el resultado obtenido por este método con el calculado a partir de sus elementos (-247 kJ/mol), aportando una posible explicación de discrepancia, si la hubiera.

Problema 5

En un calorímetro adecuado a 25o C y 1 atm de presión, se queman completamente 5 cm³ de etanol (C₂H₅OH) produciéndose dióxido de carbono gaseoso y agua líquida. El calor desprendido a presión constante, es 117'04 kJ. Calcule:

a) La variación de entalpia de combustión estándar del etanol.

b) La variación de energía interna a la temperatura de 25 °C.

Datos: Densidad del etanol = 0'79 g/cm³; R=8'31 J K⁻¹ mol⁻¹.

Masas atómicas: H=1; C=12; O=16.

Problema 6

Calcule la energía media de los enlaces químicos C–H y C–C utilizando los datos de la tabla siguiente:

Sustancia	Proceso	ΔH° (KJ / mol)
CH ₄ (g)	Formación	- 74'8
C ₂ H ₆ (g)	Formación	- 85
C (s) → C (g)	Sublimación	715
H ₂ (g)	Disociación	436

Problema 7

Las variaciones de entalpias de formación estándar del CH₄(g), CO₂(g) y H₂O(l) son, respectivamente, -74'8 kJ/mol; -395 kJ/mol y -285'5 kJ/mol. Calcule:

a) La variación de entalpia de combustión del metano.

b) El calor producido en la combustión completa de 1 m³ de metano medido en condiciones normales.

Dato: R=0'082 atm L J K⁻¹ mol⁻¹.

Problema 8

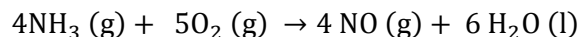
a) Calcule la variación de entalpia de formación del amoniaco, a partir de los siguientes datos de energías de enlace: (H–H)=436 kJ/mol; (N–H)=389 kJ/mol; (N≡N)=946 kJ/mol.

b) Calcule la variación de energía interna en la formación del amoniaco a la temperatura de 25 °C.

Dato: $R=8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

Problema 9

El amoniaco, a 25 °C y 1 atm, se puede oxidar según la reacción:



Calcule:

a) La variación de entalpia.

b) La variación de energía interna.

Datos: $R = 8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$;

$\Delta H_f^0 (\text{NH}_3 (\text{g})) = -46.2 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 (\text{NO} (\text{g})) = 90.4 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 (\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -286 \text{ kJ/mol}$

Problema 10

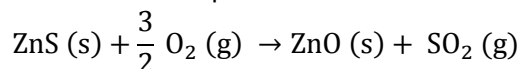
a) Calcule la variación de entalpia de formación estándar del acetileno (etino) a partir de las entalpias de combustión estándares (kJ/mol) del hidrogeno, carbono (grafito) y acetileno cuyos valores son, respectivamente: -285.3; -393.3 y -1298.3.

b) Calcule el calor desprendido, a presión constante, cuando se quema 1 kg de acetileno.

Datos. Masas atómicas: H=1; C=12.

Problema 11

a) Calcule la variación de entalpia estándar correspondiente a la reacción:



b) .Que calor se absorbe o desprende, a presión constante, cuando reaccionan 100 g de ZnS(s) con oxigeno en exceso?

Problema 12

a) Calcule la variación de entalpia que se produce cuando se obtiene benceno a partir del acetileno (etino) según la reacción $3 \text{C}_2\text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 (\text{l})$ sabiendo que las entalpias de formación del acetileno gaseoso y del benceno liquido son 226.7 kJ/mol y -49.0 kJ/mol, respectivamente.

b) Calcule el calor producido, a presión constante, cuando se queman 100 g de acetileno gaseoso sabiendo que: $\Delta H_f^0 \text{CO}_2 (\text{g}) = -393 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$; $\Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O} = -286 \text{ KJ/mol}$ Masas atómicas: H=1; C=12.

Problema 13

Dada la reacción: $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$

a) Determine la cantidad de calor, a presión constante, que es necesario suministrar para descomponer 3 kg de carbonato de calcio.

b) Que cantidad de carbonato de calcio se deberá utilizar para producir 7 kg de oxido de calcio si el rendimiento es del 90%.

Datos: $\Delta H_f^0 \text{CaCO}_3 (\text{g}) = -\frac{1209.6 \text{ KJ}}{\text{mol}}$; $\Delta H_f^0 \text{CO}_2 (\text{g}) = -393 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$; $\Delta H_f^0 \text{CaO} (\text{s}) = -\frac{635.1 \text{ KJ}}{\text{mol}}$;

Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40

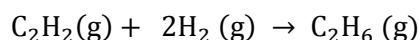
Problema 14

Las entalpias de formación del agua líquida y del dióxido de carbono gas son respectivamente,

-286 kJ/mol y -393 kJ/mol a 25°C y la entalpia de combustión del acetileno es -1299 kJ/mol.

a) Calcule la entalpia de formación del acetileno si consideramos que el agua formada en la combustión está en estado líquido.

b) Sabiendo que la entalpia de formación del etano es -85 kJ/mol, calcule la entalpia de hidrogenación del acetileno según la reacción:



Problema 15

Uno de los alimentos mas consumido es la sacarosa $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Cuando reacciona con el oxigeno se transforma en dióxido de carbono y agua desprendiendo 348'9 kJ/mol, a la presión de una atmosfera. El torrente sanguíneo absorbe, por termino medio, 26 moles de O_2 en 24 horas. Con esta cantidad de oxigeno:

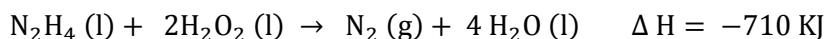
a) .Cuantos gramos de sacarosa se pueden quemar al día?

b) .Cuantos kJ se producirán en la combustión?

Datos: Masas atómicas: H=1; C=12; O=16.

Problema 16

La reacción entre la hidracina (N_2H_4) y el peróxido de hidrogeno (H_2O_2) se utiliza para la propulsión de cohetes:



Las entalpias de formación de $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})$ y del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ son -187'8 y -286 kJ/mol, respectivamente.

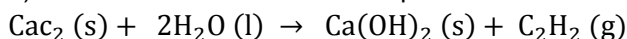
a) Calcule la entalpia de formación de la hidracina.

b) .Que volumen de nitrógeno, medido a 10 oC y 50 mm de mercurio, se producirá cuando reaccionen 64 g de hidracina?

Datos: R = 0'082 atm LK⁻¹mol⁻¹. Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16

Problema 17

a) Calcule la variación de la entalpia de reacción estándar:



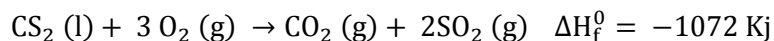
b) Que calor se desprende en la combustión de 100 dm³ de acetileno, C_2H_2 , medidos a 25 °C y 1 atm.

Datos: $\Delta H_f^0 \text{CaC}_2(\text{s}) = -\frac{59'0\text{KJ}}{\text{mol}}$; $\Delta H_f^0 \text{CO}_2(\text{g}) = -393\frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$; $\Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -286\frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$;

$$\Delta H_f^0 \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) = -986\frac{\text{KJ}}{\text{mol}}; \Delta H_f^0 \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) = 227 \text{ KJ/mol}$$

Problema 18

Dadas las entalpias de formación estándar del dióxido de carbono (CO_2), -393 kJ mol⁻¹ y del SO_2 , -296'8 kJ.mol⁻¹ y la de combustión del disulfuro de carbono:



Calcule:

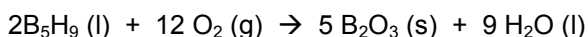
a) La entalpia de formación estándar del disulfuro de carbono.

b) La energía necesaria para la síntesis de 2'5 kg de disulfuro de carbono.

Datos de Masas atómicas: C=12; S=32.

Problema 19

La combustión del pentaborano líquido se produce según la reacción:



a) Calcule: La entalpia de reacción estándar.

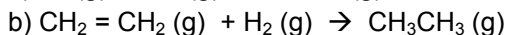
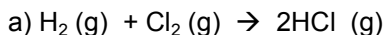
b) El calor que se desprende, a presión constante, en la combustión de un gramo de pentaborano.

Datos: Masas atómicas: H = 1; B = 11

$$\Delta H_f^0 \text{ B}_5\text{H}_9 (\text{l}) = \frac{73'2\text{KJ}}{\text{mol}}; \Delta H_f^0 \text{ B}_2\text{O}_3 (\text{s}) = -\frac{1263'6\text{KJ}}{\text{mol}}; \Delta H_f^0 \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) = -286 \text{ KJ/mol}$$

Problema 20

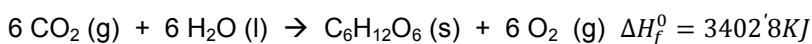
Determine los valores de las entalpias de las siguientes reacciones:



Datos: Energías de enlace (KJ mol⁻¹); (H – H) = 436'0; (Cl – Cl) = 243; (C – H) = 414; (C = C) = 611; (C – C) = 347.

Problema 21

El proceso de fotosíntesis se puede representar por la ecuación:



Calcule:

a) La entalpia de formación estándar de la glucosa, C₆H₁₂O₆.

b) La energía necesaria para la formación de 500 g de glucosa mediante fotosíntesis.

Datos: $\Delta H_f^0 \text{ H}_2\text{O} (\text{l}) = -285'8 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H_f^0 \text{ CO}_2 (\text{g}) = -393 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$;

Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16

Problema 22

Calcule:

a) La variación de entalpia estándar para la descomposición de 1 mol de carbonato de calcio, CaCO₃(s), en dióxido de carbono, CO₂(g), y óxido de calcio, CaO(s).

b) La energía necesaria para preparar 3 kg de óxido de calcio.

Datos: $\Delta H_f^0 \text{ CaCO}_3 (\text{s}) = -1209'6 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$; $\Delta H_f^0 \text{ CO}_2 (\text{g}) = -393 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$; $\Delta H_f^0 \text{ CaO} (\text{s}) = -635'1 \text{ KJ/mol}$

Masas atómicas: Ca = 40; O = 16

Problema 23

A efectos prácticos se puede considerar la gasolina como octano (C₈H₁₈). Las entalpias de formación estándar de H₂O(g), CO₂(g) y C₈H₁₈(l) son, respectivamente: -241'8 kJ/mol, -393 kJ/mol y -250'0 kJ/mol.

Calcule:

a) La entalpia de combustión estándar del octano líquido, expresada en kJ/mol, sabiendo que se forman CO₂ y H₂O gaseosos.

b) La energía, en kilojulios, que necesita un automóvil por cada kilometro, si su consumo es de 5 L de octano líquido por cada 100 km.

Datos: Densidad del octano líquido = 0'8 kg/L. Masas atómicas: C=12; H=1.

Problema 24

Se obtiene cloruro de hidrogeno a partir de la reacción:



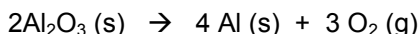
Calcule:

- a) La energía desprendida para la producción de 100 kg de cloruro de hidrogeno.
b) La entalpia del enlace H-Cl, si las entalpias de enlace H-H y Cl-Cl son, respectivamente, 436 kJ/mol y 243 kJ/mol.

Datos de Masas atómicas: Cl=35'5; H=1.

Problema 25

A 25 °C y 1 atm, la variación de entalpia es 3351 kJ para la reacción:



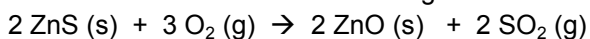
Calcule:

- a) La entalpia de formación estándar del Al_2O_3 .
b) La variación de entalpia cuando se forman 10 g de Al_2O_3 , en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Masas atómicas: Al=27; O=16.

Problema 26

El sulfuro de cinc al tratarlo con oxigeno reacciona según:



Si las entalpías de formación de las diferentes especies son:

$$\Delta H_f^0 \text{ZnS} (\text{s}) = -202'9 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}; \Delta H_f^0 \text{ZnO} (\text{s}) = -348'3 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}; \Delta H_f^0 \text{SO}_2 (\text{g}) = -296'8 \text{ KJ/mol}$$

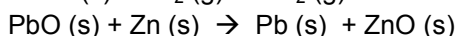
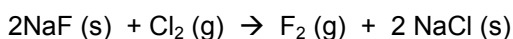
a) ¿Cual será el calor, a presión constante de una atmosfera, que se desprenderá cuando reaccionen 17 gramos de sulfuro de cinc con exceso de oxigeno?

b) ¿Cuantos litros de SO_2 , medidos a 25 °C y una atmosfera, se obtendrán?

Datos: $R=0'082 \text{ atm.L.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: O=16; S=32; Zn=65,4.

Problema 27

a) Calcule la variación de energía libre estándar, a 25oC, para las siguientes reacciones, utilizando los datos tabulados:



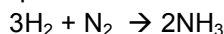
b) A la vista de los resultados, comente la conveniencia o no de utilizar estas reacciones en la obtención de flúor y plomo respectivamente:

Datos.	NaF	NaCl	PbO	ZnO	Cl ₂	F ₂	Zn	Pb
ΔH_f^0 (kJ/mol)	-569	-411	-276	-348	-	-	-	-
S^0 (J/K.mol)	51'5	72'1	76'6	43'6	223	202'8	41'6	64'8

Cinética química

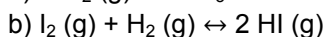
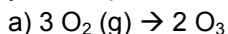
Cuestión 1

Escribe la expresión de velocidad de reacción en función de la concentración de cada una de las especies que intervienen en el proceso de obtención de amoníaco, según la reacción:



Cuestión 2

Escribe la expresión de velocidad para las siguientes reacciones en términos de desaparición de los reactivos y de la aparición de los productos.



Cuestión 3

La energía de activación correspondiente a la reacción: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$, es de 28'5 kJ/mol, mientras que para la reacción inversa el valor de dicha energía es de 37'3 kJ/mol.

- ¿Que reacción es mas rápida, la directa o la inversa?
- La reacción directa, ¿es exotérmica o endotérmica?
- Dibuja un diagrama entálpico de ambos procesos?

Cuestión 4

Dada la siguiente ecuación de velocidad, $v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]^2$ correspondiente a la siguiente reacción química, $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$, indique, razonadamente, si cada una de las siguientes proposiciones es verdadera o falsa:

- La constante k es independiente de la temperatura.
- La reacción es de primer orden respecto de A y de primer orden con respecto de B pero de segundo orden para el conjunto de la reacción.
- La velocidad de reacción posee un valor constante mientras dura la reacción química.

Cuestión 5

Se ha comprobado experimentalmente que la reacción $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ es de primer orden respecto al reactivo A y de primer orden respecto al reactivo B.

- Escribe la ecuación de velocidad.
- ¿Cual es el orden total de la reacción?
- ¿Que factores pueden modificar la velocidad de la reacción?

Cuestión 6

Indique, razonadamente, si cada una de las siguientes proposiciones es verdadera o falsa:

- La k de velocidad para una ecuación de primer orden se expresa en unidades de $\text{mol.l}^{-1}.\text{s}^{-1}$.
- Las unidades de la velocidad de una reacción dependen del orden total de la reacción.

$$k = A e^{\frac{-E_a}{RT}}$$

- En la ecuación de Arrhenius : E_a no depende de la temperatura.

Cuestión 7

Indique cuales de las siguientes proposiciones son correctas:

- La adición de un catalizador rebaja la energía de activación.
- La adición de un catalizador modifica la velocidad de reacción directa.
- La adición de un catalizador modifica el estado de equilibrio de la reacción.

Cuestión 8

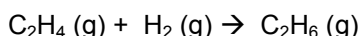
En la reacción $A+B \rightarrow C+D$ se comprueba experimentalmente que $v = k \times [A] \cdot [B]$, en donde

$$k = A e^{\frac{-E_a}{RT}}$$

- Explica el significado de cada uno de los términos que aparecen en la ecuación de Arrhenius.
- En unas determinadas condiciones, la velocidad de la reacción es $v=0'01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$. Indica, razonadamente, varias formas de acelerar la reacción.

Problema 1

Para la reacción:



La energía de activación es 181 kJ/mol. A 500°C, la constante de velocidad es $2'5 \cdot 10^{-2} \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

- ¿A qué temperatura la constante de velocidad es el doble del valor a 500°C?
- ¿Cuál es la constante de velocidad a 1000°C?

Dato: $R = 8'31 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/K}\cdot\text{mol}$

Problema 2

Para cierta reacción, la constante de velocidad se duplica al elevar la temperatura desde 15°C hasta 25°C, Calcular:

- La energía de activación, E_a .
- La constante de velocidad a 100°C si, a 25°C, k vale $1'2 \cdot 10^{-2} \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

Dato: $R = 8'31 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/K}\cdot\text{mol}$

Problema 3

La reacción química $A+B \rightarrow C$ es de primer orden respecto de A y de B. Con los siguientes datos:

Experimento	$[A_0] \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$[B_0] \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	Velocidad inicial de la reacción
1	0'01	0'01	$6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$
2	0'02	0'01	X_1
3	0'01	X_2	$18 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$

Dígase si son verdaderas o falsas cada uno de las siguientes proposiciones:

- $X_1 = 6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.
- $X_2 = 0'03 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- Para el 1er experimento $k = 6 \cdot 10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

Problema 4

Se ha medido la velocidad en la reacción $A+2B \rightarrow C$ a 25°C, para lo que se han diseñado cuatro experimentos, obteniéndose como resultado la siguiente tabla de valores:

Experimento	$[A_0] \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$[B_0] \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$V_0 (\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1})$
1	0'1	0'1	$5'5 \cdot 10^{-6}$
2	0'2	0'1	$2'2 \cdot 10^{-5}$
3	0'1	0'3	$1'65 \cdot 10^{-5}$
4	0'1	0'6	$3'3 \cdot 10^{-5}$

Determine

- la ley de velocidad para la reacción
- su constante de velocidad.

Problema 5

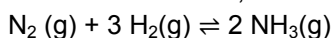
La reacción $A+B \rightarrow AB$ es de primer orden respecto a cada reactivo. Cuando la concentración de A es 0'2 M y la de B es 0'8 M, la velocidad de formación de AB es $5'6 \cdot 10^{-3}$ mol.L valor de la constante de velocidad.

b) ¿Cuánto valdrá la velocidad de reacción en el momento en que $[A]=0'1$ moles/L y $[B]=0'4$ moles/L?

Equilibrio Químico

Cuestión 1

En un matraz vacío, se introducen igual número de moles de H_2 y N_2 que reaccionan según la ecuación:

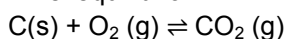


Justifique si, una vez alcanzado el equilibrio, las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Hay doble número de moles de amoníaco de los que había inicialmente de N_2 .
- La presión parcial de nitrógeno será mayor que la presión parcial de hidrógeno.
- La presión total será igual a la presión de amoníaco elevada al cuadrado.

Cuestión 2

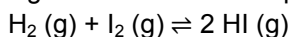
En el equilibrio:



- Escriba las expresiones de K_c y K_p
- Establezca la relación entre ambas.

Cuestión 3

A partir de la composición de mezclas gaseosas de I_2 y H_2 a diferentes temperaturas, se han obtenido los siguientes valores de K_p para la reacción:

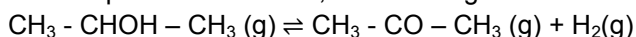


T (°C)	340	360	380	400	420	440	460	480
K_p	70'8	66'0	61'9	57'7	53'7	50'5	46'8	43'8

- Calcule K_c a 400°C.
- Justifique por qué esta reacción es exotérmica.
- ¿Variará K_p si se altera la concentración de H_2 ? Razone la respuesta.

Cuestión 4

A la temperatura de 650 K, la deshidrogenación del 2-propanol para producir propanona, según la reacción:

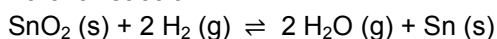


es una reacción endotérmica. Indique, razonadamente, si la constante de equilibrio de esta reacción:

- Aumenta al elevar la temperatura.
- Aumenta cuando se utiliza un catalizador.
- Aumenta al elevar la presión total, manteniendo constante la temperatura.

Cuestión 5

Para la reacción:

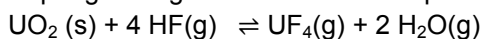


El valor de K_p a la temperatura de 900 K es 1,5 y a 1100 K es 10. Conteste razonadamente si para conseguir un mayor consumo de SnO_2 deberán emplearse:

- Temperaturas elevadas.
- Altas presiones.
- Un catalizador.

Cuestión 6

Suponga el siguiente sistema en equilibrio:



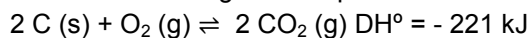
Explique hacia dónde se desplaza el equilibrio cuando:

- Se adiciona $UO_2(s)$ al sistema.

- b) Se elimina HF(g)
- c) Se aumenta la capacidad del recipiente de reacción.

Cuestión 7

Se establece el siguiente equilibrio:



Razone si la concentración de O₂ aumenta, disminuye o permanece invariable:

- a) Al añadir C (s)
- b) Al aumentar el volumen del recipiente.
- c) Al elevar la temperatura.

Cuestión 8

Para los compuestos poco solubles CuBr, Ba(IO₃)₂ y Fe(OH)₃:

- a) Escriba la ecuación de equilibrio de solubilidad en agua.
- b) La expresión del producto de solubilidad.
- c) El valor de la solubilidad en función del producto de solubilidad.

Cuestión 9

Cómo se modificará la solubilidad del carbonato de calcio (sólido blanco insoluble, CaCO₃) si a una disolución saturada de esta sal se le adiciona:

- a) Carbonato de sodio (Na₂CO₃).
- b) CaCO₃.
- c) Cloruro de calcio.

Cuestión 10

Determine si se produce un precipitado (aparición de una fase sólida en el seno de una disolución) cuando se mezclan dos volúmenes iguales de disoluciones 0'0002 M de un catión (ion cargado positivamente) y un anión (ion cargado negativamente) de las siguientes especies:

- a) Ag⁺ y Cl⁻.
- b) Pb²⁺ y I⁻.
- c) Bi³⁺ y S²⁻.

Datos: K_s (AgCl) = 2'8 · 10⁻¹⁰; K_s (PbI₂) = 1,4 · 10⁻⁸ ; K_s (Bi₂S₃) = 1'5 · 10⁻⁷²

Cuestión 11

Indique si son ciertas o falsas las siguientes aseveraciones:

- a) El valor de la constante del producto de solubilidad alcanza su máximo valor después de varios minutos.
- b) Una disolución saturada de un compuesto insoluble, AmBn, tiene una concentración de sal disuelta que es m + n veces la solubilidad.
- c) El valor de la constante del producto de solubilidad depende de la temperatura.

Cuestión 12

Indique si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) Si a una disolución saturada de una sal insoluble se le añade uno de los iones que la forma, disminuye la solubilidad.
- b) Dos especies iónicas de cargas opuestas forman un precipitado (compuesto insoluble) cuando el producto de sus concentraciones actuales es igual al producto de solubilidad.
- c) Para desplazar un equilibrio de solubilidad hacia la formación de más cantidad de sólido insoluble, se extrae de la disolución una porción del precipitado.

Cuestión 13

Indique si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

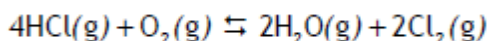
- a) El desplazamiento de un equilibrio de solubilidad de un compuesto insoluble hacia la solubilización del precipitado puede hacerse retirando uno de los iones que forman la sal insoluble.

b) Si a un equilibrio de solubilidad de un sólido insoluble se le añade más sólido insoluble, el equilibrio no se desplaza hacia ningún lado.

c) La molaridad de una disolución saturada de una sal insoluble es su solubilidad.

Problema 1

En un recipiente de 4 litros, a una cierta temperatura, se introducen las cantidades de HCl, O₂ y Cl₂ indicadas en la tabla, estableciéndose el siguiente equilibrio:



	HCl	O ₂	H ₂ O	Cl ₂
moles iniciales	0'16	0'08	0	0'02
moles en equilibrio	0'06			

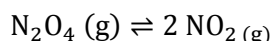
Calcule:

a) Los datos necesarios para completar la tabla.

b) El valor de K_c a esa temperatura.

Problema 2

El N₂O₄ se disocia en NO₂, según la ecuación:



Si en un recipiente de 4 litros en el que se ha hecho el vacío se introducen 0'20 moles de N₂O₄ y 0'20 moles de NO₂ y se calienta a 50°C:

a) Calcule el cociente de reacción en el instante inicial.

b) Pronostique el sentido en el que ocurrirá la reacción para alcanzar el equilibrio.

Dato. K_c=0'029 a 50°C.

Problema 3

A 523 K las concentraciones de PCl₅, PCl₃ y Cl₂ en equilibrio para la reacción:



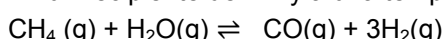
son 0,809 M, 0,190 M y 0,190 M, respectivamente. Calcule a esa temperatura:

a) Las presiones parciales de las tres especies en el equilibrio.

b) La constante K_p de la reacción.

Problema 4

En un recipiente de 1 L y a una temperatura de 800°C, se alcanza el siguiente equilibrio:



Calcule:

a) Los datos que faltan en la tabla.

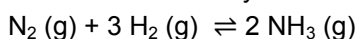
	CH ₄	H ₂ O	CO	H ₂
moles iniciales	2'00	0'50		0'73
variación en los moles hasta el equilibrio		-0'40		
moles en el equilibrio			0'40	

b) La constante de equilibrio K_p.

Dato. R = 0'082 atm.L.K⁻¹.mol⁻¹

Problema 5

En un matraz de un litro de capacidad se introducen 0'387 moles de nitrógeno y 0'642 moles de hidrógeno, se calienta a 800 K y se establece el equilibrio:



Encontrándose que se han formado 0,060 moles de amoníaco. Calcule:

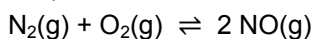
a) La composición de la mezcla gaseosa en equilibrio.

b) K_c y K_p a la citada temperatura.

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

Problema 6

En un recipiente de 5 litros se introducen 1,84 moles de nitrógeno y 1,02 moles de oxígeno. Se calienta el recipiente hasta 2000°C, estableciéndose el equilibrio:



En estas condiciones, reacciona el 3% del nitrógeno existente. Calcule:

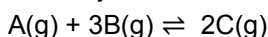
a) El valor de K_c a dicha temperatura.

b) La presión total en el recipiente, una vez alcanzado el equilibrio.

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

Problema 7

En un recipiente de 10 litros se introducen 2 moles de compuesto A y 1 mol del compuesto B. Se calienta a 300 °C y se establece el siguiente equilibrio:



Sabiendo que cuando se alcanza el equilibrio el número de moles de B es igual al de C. Calcule:

a) Las concentraciones de cada componente en el equilibrio.

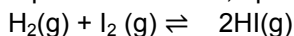
b) El valor de las constantes de equilibrio K_C y K_P a esa temperatura.

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

Problema 8

Se introduce una mezcla de 0,50 moles de H_2 y 0,50 moles de I_2 en un recipiente de 1 litro y se calienta a la temperatura de 430 °C. Calcule:

a) Las concentraciones de H_2 , I_2 y HI en el equilibrio, sabiendo que, a esa temperatura, la constante de equilibrio K_c es 54,3 para la reacción:

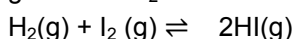


b) El valor de la constante K_p a la misma temperatura.

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

Problema 9

En una vasija que tiene una capacidad de 3 litros se hace el vacío y se introducen 0,5 gramos de H_2 y 30 gramos de I_2 . Se eleva la temperatura a 500°C, estableciéndose el siguiente equilibrio:



para el que K_c vale 50. Calcule:

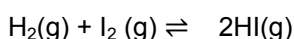
a) Moles de HI que se han formado.

b) Moles de I_2 presentes en el equilibrio.

Datos. Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{I} = 127$.

Problema 10

En un recipiente de 10 L se hacen reaccionar, a 450°C, 0,75 moles de H_2 y 0,75 moles de I_2 , según la ecuación:



Sabiendo que a esa temperatura $K_c = 50$, calcule en el equilibrio:

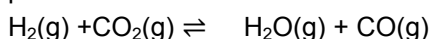
a) El número de moles de H_2 , I_2 y de HI .

b) La presión total en el recipiente y el valor de K_p .

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

Problema 11

En un recipiente de 1L, a 2000 K, se introducen $6,1 \cdot 10^{-3}$ moles de CO_2 y una cierta cantidad de H_2 , produciéndose la reacción:



Si cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 6 atm, calcule:

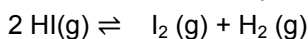
a) Los moles iniciales de H_2 .

b) Los moles en el equilibrio de todas las especies químicas presentes.

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $K_c = 4,4$.

Problema 12

En un matraz de un litro, a 440°C , se introducen 0,03 moles de yoduro de hidrógeno y se cierra, estableciéndose el equilibrio:



En estas condiciones, la fracción molar del HI en la mezcla es 0,80. Calcule:

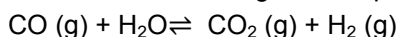
a) Las concentraciones de cada gas y K_c

b) La presión parcial de cada gas y K_p

Datos. Masas atómicas: $H = 1$; $I = 127$.

Problema 13

Se añade un número igual de moles de CO y H_2O a un recipiente cerrado de 5 L que se encuentra a 327°C , estableciéndose el siguiente equilibrio:



Una vez alcanzado éste, se encuentra que la concentración de CO_2 es $4,6 \text{ M}$ y el valor de K_c es 302.

a) ¿Cuáles son las concentraciones de CO , H_2 y H_2O en el equilibrio?

b) Calcule la presión total del sistema en el equilibrio.

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

Problema 14

Para el siguiente equilibrio:



el valor de la constante K_c , a 360°C , es 0,58. En un recipiente de 25 litros se introducen 2,0 moles de PCl_3 , 1,5 moles de Cl_2 y 0,15 moles de PCl_5 y se calienta hasta 360°C . Calcule:

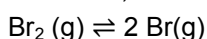
a) Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio.

b) Las presiones parciales de cada una de las especies en equilibrio.

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

Problema 15

A 1200°C , el valor de la constante K_c es $1,04 \cdot 10^{-3}$ para el equilibrio:



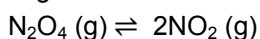
Si la concentración inicial de bromo molecular es 1 M, calcule:

a) El tanto por ciento de Br_2 que se encuentra disociado.

b) La concentración de bromo atómico en el equilibrio.

Problema 16

En un recipiente de 5 litros se introducen 0,28 moles de N_2O_4 a 50°C . A esa temperatura, el N_2O_4 se disocia según:



Al llegar al equilibrio, la presión total es de 2 atm. Calcule:

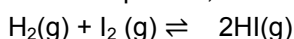
a) El grado de disociación del N_2O_4 a esa temperatura.

b) El valor de K_p a 50°C .

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

Problema 17

Para el equilibrio,



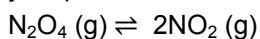
la constante de equilibrio K_c es 54,8 a 425°C . Calcule:

a) Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio si se calientan, a la citada temperatura, 0'60 moles de HI y 0'10 moles de H₂ en un recipiente de un litro de capacidad.

b) El porcentaje de disociación del HI.

Problema 18

En un recipiente de 2 litros que se encuentra a 25 °C, se introducen 0'50 gramos de N₂O₄ en estado gaseoso y se produce la reacción:



Calcule:

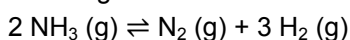
a) La presión parcial ejercida por el N₂O₄ en el equilibrio.

b) El grado de disociación del mismo.

Datos. K_p = 0'114 ; Masas atómicas: N = 14; O = 16.

Problema 19

A la temperatura de 400 °C y 710 mm de mercurio de presión, el amoníaco se encuentra disociado en un 40% según la ecuación:



Calcule:

a) La presión parcial de cada uno de los gases que constituyen la mezcla en equilibrio

b) El valor de las constantes K_p y K_c a esa temperatura.

Dato. R = 0'082 atm.L.K⁻¹.mol⁻¹.

Problema 20

Al calentar PCl₅(g) a 250 °C, en un reactor de 1 litro de capacidad, se descompone según:



Si una vez alcanzado el equilibrio, el grado de disociación es 0,8 y la presión total es 1 atm, calcule:

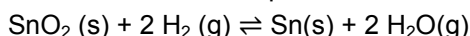
a) El número de moles de PCl₅ iniciales.

b) La constante K_p a esa temperatura.

Dato: R = 0'082 atm.L.K⁻¹.mol⁻¹.

Problema 21

Para la reacción en equilibrio:



a 750°C, la presión total del sistema es 32,0 mm de Hg y la presión parcial del agua 23,7 mm de Hg. Calcule:

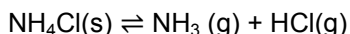
a) El valor de la constante K_p para dicha reacción, a 750°C.

b) Los moles de vapor de agua y de hidrógeno presentes en el equilibrio, sabiendo que el volumen del reactor es de dos litros.

Dato. R = 0'082 atm.L.K⁻¹.mol⁻¹.

Problema 22

El cloruro de amonio se descompone según la reacción:



En un recipiente de 5 litros, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 2,5 g de cloruro de amonio y se calientan a 300°C hasta que se alcanza el equilibrio. El valor de K_p a dicha temperatura es $1,2 \cdot 10^{-3}$.

Calcule:

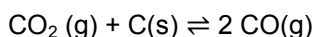
a) La presión total de la mezcla en equilibrio.

b) La masa de cloruro de amonio sólido que queda en el recipiente.

Datos. R = 0'082 atm.L. K⁻¹.mol⁻¹. Masas atómicas: H = 1; N = 14; Cl = 35,5

Problema 23

Para la reacción:



$K_p = 10$, a la temperatura de $815\text{ }^\circ\text{C}$. Calcule, en el equilibrio:

- Las presiones parciales de CO_2 y CO a esa temperatura, cuando la presión total en el reactor es de 2 atm .
- El número de moles de CO_2 y de CO , si el volumen del reactor es de 3 litros .

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

Problema 24

Una muestra de $6,53\text{ g}$ de NH_4HS se introduce en un recipiente de 4 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, y se descompone a 27°C según la ecuación: $\text{NH}_4\text{HS (s)} \rightleftharpoons \text{NH}_3\text{ (g)} + \text{H}_2\text{S (g)}$

Una vez establecido el equilibrio la presión total en el interior del recipiente es $0,735\text{ atm}$. Calcule:

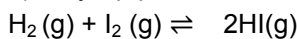
- Las constantes de equilibrio K_p y K_c .
- El porcentaje de hidrogenosulfuro de amonio que se ha descompuesto.

Datos. $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{H} = 1$, $\text{N} = 14$; $\text{S} = 32$.

Problema 25

A 360°C se determina la composición de una mezcla gaseosa que se encuentra en equilibrio en el interior de un matraz de dos litros de capacidad, encontrándose $0,10$ moles de H_2 , $0,12$ moles de I_2 y $0,08$ moles de HI . Calcule:

- K_c y K_p para la reacción:

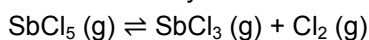


- La cantidad de hidrógeno que se ha de introducir en el matraz para duplicar el número de moles de HI , manteniéndose constante la temperatura.

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

Problema 26

En un recipiente se introduce una cierta cantidad de SbCl_5 y se calienta a 182°C , alcanzando la presión de una atmósfera y estableciéndose el equilibrio:



Sabiendo que en las condiciones anteriores el SbCl_5 , se disocia en un $29,2\%$.

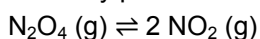
Calcule:

- Las constantes de equilibrio K_p .
- La presión total necesaria para que, a esa temperatura, el SbCl_5 se disocie un 60% .

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

Problema 27

A 50°C y presión de 1 atm , el N_2O_4 se disocia en un 40% en NO_2 , según la reacción:



Calcule:

- Las constantes de equilibrio K_p y K_c .
- El grado de disociación del N_2O_4 a la misma temperatura pero a una presión de 10 atm .

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

Problema 28

Calcule la solubilidad molar a 25°C del Ag_2CO_3 (sólido insoluble), sabiendo que, a esa temperatura, 100 mL de una disolución saturada del mismo produce por evaporación un residuo de $5,46\text{ g}$.

Datos. Masas atómicas: $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$; $\text{Ag} = 108$.

Problema 29

Se desea preparar 1 L de disolución saturada de CaCO_3 (sólido cristalino blanco insoluble) a una temperatura determinada. Calcule:

- La solubilidad de la sal.
- La cantidad mínima necesaria de carbonato de calcio para preparar la disolución saturada.

Datos. $K_s(\text{CaCO}_3) = 4,8 \cdot 10^{-9}$. Masas atómicas: $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$; $\text{Ca} = 40$.

Problema 30

El cromato de plomo (sólido amarillento insoluble, PbCrO_4) tiene una solubilidad en agua de $5'3 \cdot 10^{-7}$ mol / L, a 25° C. Calcule el producto de solubilidad del compuesto a esa temperatura.

Problema 31

Se sabe que las solubilidades en agua a 25° C del PbI_2 (sólido amarillo insoluble) y Ag_3AsO_4 (sólido blanco insoluble) son respectivamente $1'84 \cdot 10^{-3}$ y $1'39 \cdot 10^{-6}$ M.

Calcule:

- c) El producto de solubilidad del ioduro de plomo a esa temperatura.
- d) El producto de solubilidad del arseniato de plata a esa temperatura.

Problema 32

Calcule el producto de solubilidad del MgCO_3 , sabiendo que en 200 mL de una disolución saturada a 25° C se han disuelto 3'2 mg de sal.

Datos. Masas atómicas: C = 12; O = 16; Mg = 24'3.

Problema 33

La solubilidad del hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, en agua es de 9'6 mg / L a 25°C. Calcule:

- a) El producto de solubilidad de este hidróxido insoluble a esa temperatura.
- b) La solubilidad a 25° C, en una disolución 0'1 M de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; Mg = 24'3.

Problema 34

Calcule la concentración de iones Pb^{2+} en las siguientes condiciones:

- a) En una disolución saturada de cloruro de plomo en agua
- b) En una disolución saturada de cloruro de plomo en presencia de cloruro a una concentración de 0'02 M.

Dato: $K_s(\text{PbCl}_2) = 1'6 \cdot 10^{-5}$

Problema 35

La solubilidad del CaF_2 es de 86 mg / L a 25° C. Calcule:

- a) La concentración de Ca^{2+} y F^- en una disolución saturada de dicha sal.
- b) El producto de solubilidad de la sal a esa temperatura.

Datos. Masas atómicas: F = 19; Ca = 40.

Problema 36

El producto de solubilidad del cromato de plata (sólido amarillo-rojizo insoluble, Ag_2CrO_4), a una temperatura dada es $1'1 \cdot 10^{-12}$. Calcule:

- a) La molaridad de una disolución saturada de dicha sal a esa temperatura.
- b) La solubilidad del cromato de plata en mg/L.

Datos. Masas atómicas: O = 16; Cr = 52; Ag = 108.

Problema 37

Se disuelve $\text{Co}(\text{OH})_2$ en agua hasta obtener una disolución saturada a una temperatura dada. Se conoce que la concentración de iones OH^- es $3 \cdot 10^{-5}$ M.

Calcule:

- a) La concentración de iones Co^{2+} de esta disolución.
- b) El valor de la constante del producto de solubilidad del compuesto poco soluble a esa temperatura.

Problema 38

Conociendo que el producto de solubilidad del $\text{Fe}(\text{OH})_3$ a 25° C es de $6'3 \cdot 10^{-36}$, calcule la solubilidad molar en agua de dicho compuesto a esa temperatura.

Problema 39

Sabiendo que el producto de solubilidad del $\text{Pb}(\text{OH})_2$ a una temperatura dada es de $4 \cdot 10^{-15}$. Calcule la concentración de catión (Pb^{2+}) disuelto.

Problema 40

Calcule la solubilidad del CaSO_4 :

- En agua pura.
 - En una disolución 0'50 M de Na_2SO_4 .
- Dato: $K_s(\text{CaSO}_4) = 9'1 \cdot 10^{-6}$.

Problema 41

Calcule la solubilidad del Ag_2S en los siguientes casos:

- En agua pura.
 - En una disolución 0'1 M de AgNO_3 .
- Dato: $K_s(\text{Ag}_2\text{S}) = 8 \cdot 10^{-51}$.

Problema 42

Calcule la solubilidad del PbI_2 en los siguientes casos:

- En agua pura.
 - En una disolución 0'5 M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.
 - En una disolución 0'1 M de KI .
- Dato: $K_s(\text{PbI}_2) = 1'4 \cdot 10^{-8}$

Problema 43

Calcule la solubilidad del Ag_3AsO_4 en los siguientes casos:

- En una disolución 0'1 M de AgNO_3 .
 - En una disolución 0'1 M de Na_3AsO_4 .
- Dato: $K_s(\text{Ag}_3\text{AsO}_4) = 10^{-22}$.

Problema 44

Se mezclan 100 mL de disolución 1M de Na_2SO_4 con 100 mL de disolución 0'1 M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

- Razone si se forma o no un precipitado de PbSO_4 .
 - Calcule la cantidad de compuesto insoluble (PbSO_4) que se forma.
- Dato: $K_s(\text{PbSO}_4) = 1'58 \cdot 10^{-8}$.

Problema 45

Indique si se formará un precipitado de PbI_2 (fase sólida amarilla) cuando a 100 mL de una disolución 0'01 M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ se le añaden 50 mL de una disolución de KI 0'02 M.

Dato: $K_s(\text{PbI}_2) = 7'1 \cdot 10^{-9}$.

Problema 46

Se mezclan 10 mL de disolución 10^{-3} M de Ca^{2+} con 10 mL de disolución $2 \cdot 10^{-3}$ M de Na_2CO_3 .

- Justifique si se forma o no precipitado.
 - En caso de que se forme precipitado, calcule la cantidad de sólido formado (CaCO_3).
- Dato: $K_s(\text{CaCO}_3) = 4 \cdot 10^{-9}$.

Problema 47

Se mezclan 100 mL de disolución 0'02 M de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ con 50 mL de disolución 0'15 M de Na_2SO_4 . Calcule la concentración de las especies disueltas.

Dato: $K_s(\text{BaSO}_4) = 1'1 \cdot 10^{-10}$.

Ácido - Base

Cuestión 1

- a) Defina el concepto de ácido y base según Arrhenius.
b) Clasifique, según la definición anterior, las siguientes especies escribiendo su disociación en agua: H_2SO_4 , H_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HClO_3 y NaOH .

Cuestión 2

Indique, razonadamente, para las siguientes especies: H_2O , HS^- , HPO_4^{2-} , HSO_4^-

- a)Cuál es el ácido conjugado de cada una.
b)Cuál es la base conjugada de cada una.

Cuestión 3

- a) Justifique el carácter ácido y/o básico de las siguientes sustancias de acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry: NH_3 , HNO_2 , OH^- , HCO_3^- y CO_3^{2-} .
b) ¿Es lo mismo ácido fuerte que ácido concentrado? Razone la respuesta.

Cuestión 4

- a) Clasifique en ácidos y bases, según la teoría de Brønsted-Lowry, las siguientes especies químicas: PO_4^{3-} , NH_4^+ y F^- , escribiendo la reacción que tiene lugar al disolverlas en agua.
b) Indique el par conjugado en cada caso.

Cuestión 5

- a) Escriba las ecuaciones que justifican el comportamiento como ácido o base en medio acuoso, según la teoría de Brønsted-Lowry, de las especies: HBrO , CN^- , OH^- , CH_3NH_3^+ , HSO_3^-
b) Indique el ácido o base conjugado de cada una de las especies anteriores.

Cuestión 6

Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Un ácido débil es aquél ácido cuyas disoluciones son diluidas.
b) En las disoluciones de las bases débiles, éstas se encuentran totalmente disociadas.
c) La disociación de un ácido fuerte en una disolución diluida es prácticamente total.

Cuestión 7

Complete las siguientes reacciones e indique las sustancias que actúan como ácido y como base y sus pares conjugados según la teoría de Brønsted-Lowry.

- a) $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$
b) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons$
c) $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons$

Cuestión 8

- a) Aplicando la teoría de Brønsted-Lowry, en disolución acuosa, razone si son ácidos o bases las especies HPO_4^{2-} y O^{2-} .
b) Indique cuáles son las bases conjugadas de los ácidos H_3O^+ y HNO_2 .
c) Indique cuáles son los ácidos conjugados de las bases Br^- y HSeO_4^- .

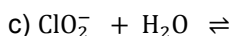
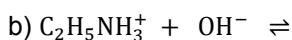
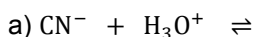
Cuestión 9

Complete los siguientes equilibrios ácido-base identificando, de forma razonada, los pares ácido-base conjugados:

- a) $\quad + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{S}^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
b) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} +$
c) $\text{I}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- +$

Cuestión 10

Complete las ecuaciones siguientes e indique los pares ácido-base conjugados, según la teoría de Brønsted-Lowry:



Cuestión 11

Dadas las siguientes especies químicas: O^{2-} , H_2SO_4 , HPO_4^{2-} , HClO_3 , y H_3BO_3 , justifique, según la teoría de Brønsted-Lowry:

- Cuáles pueden actuar sólo como ácidos.
- Cuáles pueden actuar sólo como bases.
- Cuáles pueden actuar como ácidos y como bases.

Cuestión 12

Dadas las especies en disolución acuosa: $(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+$, HCOOH , HS^+ y NaOH

- Justifique el comportamiento como ácido y/o base de cada una de ellas según la teoría de Brønsted-Lowry.
- Indique cuál es el par conjugado en cada caso.

Cuestión 13

Justifique si las siguientes afirmaciones son correctas:

- El ion HSO_4^- puede actuar como ácido según la teoría de Arrhenius.
- El ion CO_3^{2-} es una base según la teoría de Brønsted-Lowry.

Cuestión 14

De acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry, indique cuáles de las siguientes especies: HSO_4^- , HNO_3 , S^{2-} , NH_3 , H_2O y H_3O^+ .

- Actúan sólo como ácido.
- Actúan sólo como base.
- Actúan como ácido y base.

Cuestión 15

Se tienen disoluciones acuosas de concentración 0'1 M de los siguientes compuestos: NH_3 , KNO_3 , NH_4Cl y HNO_3 .

- Ordénelas según el valor creciente de su pH. Razone la respuesta.
- Indique si se puede formar con algunas de ellas una disolución reguladora de pH.

Cuestión 16

Razone que ocurrirá con el pH cuando:

- Se añade agua a una disolución de un ácido fuerte.
- Se añade agua a una disolución de base fuerte.

Cuestión 17

Explique cuál o cuáles de las siguientes especies químicas, al disolverse en agua, formará disoluciones con pH menor que siete.

- H_3AsO_4
- Na_2CO_3
- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

Cuestión 18

En 500 ml, de una disolución acuosa 0'1 M de NaOH . Estime:

- La concentración de iones OH^- .
- La concentración de iones H_3O^+ .
- El pH de la disolución.

Cuestión 19

En 300 mL de una disolución acuosa 0'1 M de HCl. Estime:

- La concentración de H_3O^+ .
- La concentración de OH^- .
- El pOH de la disolución.

Cuestión 20

De los ácidos débiles, benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) y cianhídrico (HCN), el primero es más fuerte que el segundo.

- Escriba sus reacciones de disociación en agua explicando cuáles son sus bases conjugadas.
- Indique razonadamente cuál de las dos bases conjugadas es la más fuerte.

Cuestión 21

De las bases débiles (CH_3)₃N (trimetilamina) y $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ (piridina), la primera es más fuerte que la segunda.

- Escriba sus reacciones de disociación en agua, especificando cuáles son sus ácidos conjugados.
- Indique razonadamente cuál de los dos ácidos conjugados es el más fuerte.

Cuestión 22

Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- A igual molaridad, cuanto más débil es un ácido menor es el pH de sus disoluciones.
- A un ácido fuerte le corresponde una base conjugada débil.
- No existen disoluciones diluidas de un ácido fuerte.

Cuestión 23

a) ¿Qué significado tienen los términos fuerte y débil referidos a un ácido o a una base?

b) Si se añade agua a una disolución de pH = 4, ¿qué ocurre con la concentración de H_3O^+ ?

Cuestión 24

En dos disoluciones de la misma concentración de dos ácidos débiles monopróticos HA y HB, se comprueba que $[\text{A}^-]$ es mayor que $[\text{B}^-]$. Justifique la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

- El ácido HA es más fuerte que HB.
- El valor de la constante de disociación del ácido HA es menor que el valor de la constante de disociación de HB.
- El pH de la disolución del ácido HA es mayor que el pH de la disolución del ácido HB.

Cuestión 25

a) El pH de una disolución de un ácido monoprótico (HA) de concentración $5 \cdot 10^{-3}$ M es 2'3. ¿Se trata de un ácido fuerte o débil? Razone la respuesta.

b) Explique si el pH de una disolución acuosa de NH_4Cl es mayor, menor o igual a siete.

Cuestión 26

Considere cuatro disoluciones A, B, C y D caracterizadas por:

A: pH = 4 ; B: $[\text{OH}^-] = 10^{-14}$; C: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$ M; D: pOH = 5.

- Ordénelas de menor a mayor acidez.
- Indique cuáles son ácidas, básicas o neutras.

Cuestión 27

Considere cinco disoluciones A, B, C, D y E caracterizadas por:

A: 50 mL, pH = 2; B: 100 mL, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4}$ M; C: 75 mL, $[\text{OH}^-] = 10^{-8}$; D: 10 mL, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2}$; E: 200 mL, pOH = 3.

- Ordénelas de menor a mayor basicidad.
- Indique cuáles son ácidas, básicas o neutras.

Cuestión 28

Si se mezclan y homogeneizan los pares de disoluciones que se indican ¿cuál sería el pH de las disoluciones resultantes?

- a) 10 mL de disolución a pH = 2 y 90 mL de agua pura.
- b) 1 mL de disolución a pH = 11 y 99 mL de agua pura.

Cuestión 29

Indique, razonadamente, el carácter ácido, básico o neutro que presentarán las disoluciones de las siguientes sales:

- a) HCOONa
- b) K_2CO_3

Cuestión 30

Indique razonadamente, si el pH de las disoluciones acuosas de las especies químicas siguientes, es mayor, menor o igual a 7:

- a) N_2H_4
- b) $CaCl_2$

Cuestión 31

a) Al disolver una sal en agua, ¿se puede obtener una disolución de pH básico?

Razone la respuesta y ponga un ejemplo.

b) ¿Y de pH ácido? Razone la respuesta y ponga un ejemplo.

Cuestión 32

Escriba la reacción de hidrólisis de las siguientes sales e indique si el pH resultante será ácido, básico o neutro:

- a) KCN
- b) $CsNO_3$
- c) NH_4Br

Cuestión 33

a) Escriba el equilibrio de hidrólisis del ion amonio (NH_4^+), identificando en el mismo las especies que actúan como ácido o como base de Brönsted.

b) Razone cómo variará la concentración de ion amonio al añadir una disolución de NaOH.

c) Razone cómo variará la concentración de ion amonio al añadir una disolución de HCl.

Cuestión 34

Se preparan disoluciones acuosas de las siguientes sales:

- a) $SrCl_2$
- b) NH_4ClO_4
- c) Li_2CO_3

Indique razonadamente el carácter ácido, básico o neutro de las mismas.

Cuestión 35

Algunas sales al disolverse en agua originan disoluciones ácidas, otras disoluciones básicas y otras disoluciones neutras.

a) Justifique este comportamiento.

b) Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a la disolución en agua de las sales $CsNO_3$; CH_3COOLi ; NH_4Br .

Cuestión 36

La fenolftaleína es un indicador ácido-base que cambia de incoloro a rosa en el intervalo de pH 8 (incoloro) a pH 9,5 (rosa). Qué color presentará el indicador en las siguientes disoluciones:

- a) Una disolución acuosa de nitrato de amonio, NH_4NO_3
- b) Una disolución de NaOH 10^{-3} M.

Razone las respuestas.

Problema 1

Calcule el pH de una disolución 0,1 M de:

- a) Hidróxido de calcio.
- b) Ácido nítrico.

c) Cloruro de calcio.
Justifique las respuestas.

Problema 2

- a) Calcule los gramos de NaOH que se necesitan para preparar 250 mL de una disolución acuosa de $\text{pH} = 13$.
b) Describa el material necesario y el procedimiento a seguir para preparar la disolución de NaOH.
Datos. Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{Na} = 23$.

Problema 3

- a) Calcule el pH de 100 mL de disolución obtenida al disolver en agua 4'5 g de hidróxido de bario octahidratado.
b) Describa el material de laboratorio necesario y el procedimiento adecuado para preparar la disolución.
Datos. Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{Ba} = 127\cdot3$.

Problema 4

- a) ¿Cuál es el pH de 50 mL de una disolución de HCl 0'5 M?
b) Si añadimos agua a los 50 mL de la disolución anterior hasta alcanzar un volumen de 500 mL, ¿cuál será el nuevo pH?

Problema 5

- a) ¿Cuál es el pH de 50 mL de una disolución 0'1 M de NaOH?
b) ¿Cuál será el pH de la disolución que resulta al añadir agua a la anterior hasta que el volumen resultante sea diez veces mayor?
c) ¿Cuál será el pH de 100 mL de una disolución 0'01 M de HCl?

Problema 6

Se dispone de 80 mL de una disolución acuosa de NaOH 0'8 M. Calcule:

- a) El volumen de agua que hay que añadir para que la concentración de la nueva disolución sea 0'5 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.
b) El pH de la disolución 0'5 M.

Problema 7

Se mezclan 200 mL de una disolución 1 M de hidróxido de sodio con 150 mL de disolución 0'5 M de dicha base. Calcule:

- a) La concentración, en gramos por litro, de la disolución resultante.
b) El pH de la misma.

Datos. Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{Na} = 23$

Problema 8

a) Calcule los gramos de ácido acético CH_3COOH que se deben disolver en agua para obtener 500 mL de una disolución que tenga un $\text{pH} = 2\cdot72$.

b) Describa el material y el procedimiento a seguir para preparar la disolución anterior.

Datos. $K_a = 1\cdot8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$.

Problema 9

Cuando se disuelven en agua 2'5 g de ácido un "HA" (monoprótico) hasta alcanzar un volumen de 250 mL, el pH de la disolución es igual a 4. Sabiendo que la masa molecular del ácido es 52'5 g:

- a) Calcule la constante de disociación.
b) Describa el material de laboratorio y el procedimiento adecuado para preparar esta disolución.

Problema 10

Se añaden 7 g de amoníaco (NH_3) a la cantidad de agua necesaria para obtener 500 mL de disolución. Calcule:

- a) El grado de disociación del amoníaco.
b) El pH de la disolución resultante.

Datos. $K_b = 1\cdot8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{N} = 14$.

Problema 11

A 15 g de ácido acético (CH_3COOH) se añade la cantidad suficiente de agua para obtener 500 mL de disolución. Calcule:

- El pH de la disolución que resulta.
- El grado de disociación del ácido acético.

Datos. $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

Problema 12

A 25°C, la constante del equilibrio: $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$ es $5,0 \cdot 10^{-4}$. Se añaden 7 gramos de metilamina a la cantidad de agua necesaria para obtener 500 mL de disolución. Calcule:

- El pH de la disolución.
- El grado de disociación de la metilamina.

Datos. Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14.

Problema 13

Sabiendo que la constante de disociación (K_a) del ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) tiene un valor de $6,3 \cdot 10^{-5}$, calcule para una disolución 0,01 M del mismo:

- El pH.
- El grado de disociación.

Problema 14

En una disolución acuosa de HNO_2 0,2 M, calcule:

- El grado de disociación del ácido.
- El pH de la disolución.

Dato. $K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$.

Problema 15

Se preparan 100 mL de disolución acuosa de HF que contienen 0,47 g de este ácido. Calcule:

- El grado de disociación del ácido fluorhídrico.
- El pH de la disolución.

Datos. $K_a(\text{HF}) = 7,2 \cdot 10^{-4}$. Masas atómicas: H = 1; F = 19.

Problema 16

En una disolución acuosa 0,01 M de ácido cloroacético (ClCH_2COOH), éste se encuentra disociado en un 31%. Calcule:

- La constante de disociación del ácido.
- El pH de esa disolución

Problema 17

Calcule:

- El pH de una disolución 0,1 M de un ácido monoprótico, HA, cuyo porcentaje de disociación es 1,33%.
- La constante de disociación, K_a , del ácido.

Problema 18

Se disuelven 23 g de ácido metanoico, HCOOH , en agua hasta obtener 10 litros de disolución. La concentración de iones H_3O^+ es 0,003 M. Calcule:

- El pH de la disolución y el grado de disociación.
- La constante K_a del ácido.

Datos. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

Problema 19

El pH de una disolución 0,05 M de un ácido monoprótico es 3. Calcule:

- El grado de disociación del ácido en esta disolución.
- El valor de la constante de disociación, K_a , del ácido.

Problema 20

La concentración de una disolución de un ácido débil monoprótico (HA) cuya constante de disociación a 25°C es $2,8 \cdot 10^{-7}$ es 0,1 M.

- Calcule las concentraciones en el equilibrio de las distintas especies químicas en la disolución.
- Indique el material necesario para preparar 100 mL de la disolución anterior, si se dispone de un recipiente de un litro de disolución de HA 1 M.

Problema 21

La constante K_b del NH_3 , es igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$ a 25°C. Calcule:

- La concentración de las especies iónicas en una disolución 0,2 M de amoníaco.
- El pH de la disolución y el grado de disociación del amoníaco.

Problema 22

a) ¿Cuál es la concentración en HNO_3 de una disolución nítrica cuyo pH es 1?

b) Describa el procedimiento e indique el material necesario para preparar 100 mL de disolución de HNO_3 10^{-2} M a partir de la anterior.

Problema 23

a) Calcule el volumen de una disolución de NaOH 0,1 M que se requiere para neutralizar 13,70 mL de una disolución 0,25 M de HCl.

b) Indique el procedimiento experimental a seguir y el material necesario para realizar la valoración anterior.

Problema 24

a) ¿Cuántos gramos de hidróxido de potasio, KOH, se necesitan para preparar 250 mL de una disolución acuosa de pH = 13?

b) Calcule los mL de una disolución 0,2 M de ácido clorhídrico que serán necesarios para neutralizar 50 mL de la disolución indicada en el apartado anterior.

c) Describa el procedimiento experimental que seguiría para realizar esta neutralización.

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; K = 39.

Problema 25

Sabiendo que la concentración de HCl de un jugo gástrico es 0,15 M. Determine:

a) ¿Cuántos gramos de HCl hay en 100 mL de ese jugo?

b) ¿Qué masa de hidróxido de aluminio, $\text{Al}(\text{OH})_3$, será necesaria adicionar para que reaccionen con los 100 mL del ácido anterior?

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; Al = 27; Cl = 35,5.

Problema 26

Una disolución acuosa de ácido clorhídrico tiene una riqueza en peso del 35 % y una densidad de $1,18 \text{ g/cm}^3$. Calcule:

a) El volumen de esa disolución que debemos tomar para preparar 500 mL de disolución 0,2 M de HCl.

b) El volumen de disolución de NaOH 0,15 M necesario para neutralizar 50 mL de la disolución diluida del ácido.

Datos. Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5.

Problema 27

a) Escriba la reacción de neutralización del hidróxido de potasio con una disolución de ácido nítrico.

b) ¿Qué volumen de una disolución 0,1 M de ácido nítrico se necesitará para neutralizar 50 mL de una disolución 0,05 M de hidróxido de potasio?

c) Describa el procedimiento e indique el material necesario para llevar a cabo la valoración anterior.

Problema 28

En la etiqueta de un frasco comercial de ácido clorhídrico se especifican los siguientes datos: 32 % en peso, densidad $1,14 \text{ g mL}^{-1}$. Calcule:

a) El volumen de disolución necesario para preparar 300 mL de HCl 0,3 M

b) El volumen de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,4 M necesario para neutralizar 100 mL de la disolución 0,3 M de HCl.

Datos. Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5.

Problema 29

Se tienen dos disoluciones, una obtenida disolviendo 0'6 g de hidróxido de sodio en 100 ml de agua y otra de ácido sulfúrico 0'25 M. Calcule:

- ¿El pH de cada disolución?
- ¿El pH tendrá una disolución obtenida al mezclar 50 mL de cada una?

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23.

Problema 30

a) Calcule el pH de una disolución que contiene 2 g de hidróxido de sodio en 200 mL de la misma. Si se diluye la disolución anterior hasta 2 litros, ¿cuál sería el nuevo pH de la disolución?

b) Calcule el volumen de disolución de ácido nítrico 0'1 M necesario para neutralizar 10 mL de la disolución inicial no diluida.

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23.

Problema 31

De un frasco que contiene el producto comercial "agua fuerte" (HCl del 25 % en peso y densidad 1'09 g /mL), se toman con una pipeta 20 mL y se vierten en un matraz aforado de 200 mL, enrasando con agua hasta ese volumen. Calcule:

- El pH de la disolución diluida.
- ¿Qué volumen de una disolución de KOH 0'5 M será necesario para neutralizar 20 mL de la disolución diluida?

Datos. Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.

Problema 32

Calcule:

a) El pH de una disolución de HClO_4 0'02 M y el de otra disolución de LiOH 0'025 M.

b) El pH de la disolución que resulta al mezclar 120 mL de la primera disolución con 100 mL de la segunda disolución (se considera que los volúmenes son aditivos).

Problema 33

Se disuelven 5 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en agua suficiente para preparar 300 mL de disolución. Calcule:

a) La molaridad de la disolución y el valor del pH.

b) La molaridad de una disolución de HBr de la que 30 mL de la misma son neutralizados con 25 mL de la disolución de la base.

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; Ca = 40.

Problema 34

Calcule:

a) El pH de una disolución 0'03 M de ácido selénico, H_2SeO_4 , y el de una disolución 0'05 M de CsOH.

b) El pH de la disolución que resulta al mezclar 50 mL de cada una de las disoluciones anteriores (suponga que los volúmenes son aditivos).

Problema 35

Calcule:

a) El pH de una disolución 0'02 M de ácido nítrico y el de una disolución 0'05 M de clorhídrico.

b) El pH de la disolución que resulta al mezclar 75 mL de la disolución del HNO_3 con 25 mL de la disolución de HCl. Suponga los volúmenes aditivos.

Problema 36

Se tienen 25 mL de una disolución 0'4 M de KOH y 55 mL de otra disolución 0'3 M de NaOH. Calcule:

a) El pH de cada disolución.

b) El pH de la disolución resultante de mezclar ambas disoluciones.

Problema 37

En 50 mL de una disolución acuosa de HCl 0,05 M se disuelven 1,5 g de NaCl.

Suponiendo que no se altera el volumen de la disolución, calcule:

a) La concentración de cada uno de los iones.

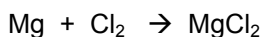
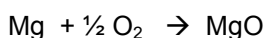
b) El pH de la disolución.

Datos. Masas atómicas: Na = 23; Cl = 35,5.

Redox

Cuestión 1

Dadas las siguientes reacciones:



- Explique lo que ocurre con los electrones de la capa de valencia de los elementos que intervienen en las mismas.
- ¿Qué tienen en común ambos procesos para el magnesio?
- ¿Tienen algo en común los procesos que le ocurren al oxígeno y al cloro?

Cuestión 2

Razone la certeza o falsedad de las siguientes afirmaciones:

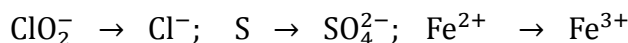
- Todas las reacciones de combustión son procesos redox.
- El agente oxidante es la especie que dona electrones en un proceso redox.

Cuestión 3

- Indique los números de oxidación del nitrógeno y del cloro en las siguientes especies: N_2 ; NO ; N_2O ; N_2O_4 ; HClO_2 ; Cl_2 ; HCl
- Escriba la semirreacción de reducción del HNO_3 a NO y la semirreacción de oxidación del HCl a HClO_2 .

Cuestión 4

- Defina el concepto electrónico de oxidación y reducción.
- Indique cual o cuales de las semirreacciones siguientes:

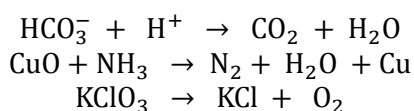


corresponden a una oxidación y cual o cuales a una reducción.

- Indique la variación del número de oxidación del cloro, hierro y azufre.

Cuestión 5

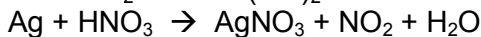
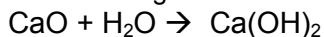
De las siguientes reacciones:



- Justifique si son todos procesos redox.
- Escriba las semirreacciones redox donde proceda.

Cuestión 6

Dadas las siguientes reacciones (sin ajustar):

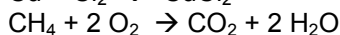
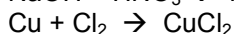
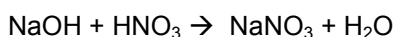


Razone:

- Si son de oxidación-reducción.
- ¿Qué especies se oxidan y que especies se reducen?

Cuestión 7

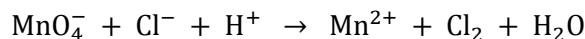
Dadas las siguientes reacciones:



- a) Justifique si todas son de oxidación-reducción.
b) Identifique el agente oxidante y el reductor donde proceda.

Cuestión 8

La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:



Indique, razonando la respuesta, la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

- a) El Cl^- es el agente reductor.
b) El MnO_4^- experimenta una oxidación.
c) En la reacción, debidamente ajustada, se forman 4 moles de H_2O por cada mol de MnO_4^- .

Cuestión 9

Ajuste la siguiente reacción redox por el método del ion-electrón:



Cuestión 10

El permanganato de potasio (KMnO_4) reacciona con el nitrito de sodio (NaNO_2) en medio básico obteniéndose dióxido de manganeso (II) y nitrato de sodio (NaNO_3).

Ajuste la reacción redox por el método del ion-electrón:

Problema 1

Dada la siguiente reacción: $\text{As} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{NO}$

- a) Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.
b) Calcule el número de moléculas de NO que se pueden obtener a partir de 1'2 moles de As .

Problema 2

Cuando el óxido de manganeso (IV) reacciona con ácido clorhídrico se obtiene cloro, cloruro de manganeso (II) y agua.

- a) Ajuste esta reacción por el método del ion-electrón.
b) Calcule el volumen de cloro, medido a 20°C y 700 mm de mercurio de presión, que se obtiene cuando se añade un exceso de ácido clorhídrico sobre 20 g de un mineral que contiene un 75% en peso de riqueza en dióxido de manganeso.

Datos. $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{O} = 16$; $\text{Mn} = 55$.

Problema 3

El yodo (I_2) reacciona con el ácido nítrico diluido formando ácido yódico (HIO_3) y dióxido de nitrógeno.

- a) Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.
b) Calcule los gramos de yodo y de ácido nítrico necesarios para obtener 2 litros de NO_2 (g) medidos en condiciones normales.

Datos. Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$; $\text{I} = 127$.

Problema 4

El I_2O_5 oxida al CO , gas muy tóxico, a dióxido de carbono en ausencia de agua, reduciéndose el a I_2 .

- a) Ajuste la reacción molecular por el método del ion-electrón.
b) Calcule los gramos de I_2O_5 necesarios para oxidar 10 litros de CO que se encuentran a 75 °C y 700 mm de mercurio de presión.

Datos. $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$; $\text{I} = 127$.

Problema 5

El monóxido de nitrógeno gaseoso (NO) se prepara por reacción del cobre metálico con ácido nítrico, obteniéndose, además, nitrato de cobre (II) y agua.

- a) Ajuste por el método del ion electrón la reacción anterior.
b) ¿Cuántos moles de ácido y que peso de cobre se necesitan para preparar 5 L de NO, medidos a 730 mm de mercurio y a la temperatura de 25°C?
Datos. $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.
Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16; Cu = 63'5.

Problema 6

El ácido sulfúrico reacciona con cobre para dar sulfato de cobre (II), dióxido de azufre y agua.

- a) Ajuste, por el método del ion electrón, la reacción molecular.
b) ¿Qué masa de sulfato de cobre (II) se puede preparar por la acción de 2 mL de ácido sulfúrico del 96% de riqueza en peso y densidad 1,84 g/mL sobre cobre en exceso?
Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32; Cu = 63,5.

Problema 7

El ácido sulfúrico concentrado reacciona con el bromuro de potasio según la reacción:



- a) Ajuste, por el método del ion electrón, la reacción anterior.
b) Calcule el volumen de bromo líquido (densidad 2,92 g/mL) que se obtendrá al tratar 90,1 g de bromuro de potasio con suficiente cantidad de ácido sulfúrico.
Datos. Masas atómicas: K = 39; Br = 80.

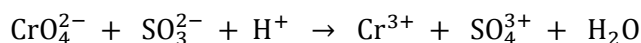
Problema 8

El ácido nítrico (HNO_3) reacciona con el sulfuro de hidrógeno (H_2S) dando azufre elemental (S), monóxido de nitrógeno (NO) y agua.

- a) Escriba y ajuste por el método del ion electrón la reacción correspondiente.
b) Determine el volumen de H_2S , medido a 60°C y 1 atmósfera, necesario para que reaccione con 500 mL de HNO_3 0'2 M.
Dato: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Problema 9

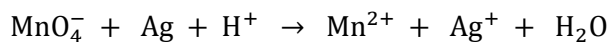
En medio ácido, el ion cromato oxida al ion sulfito según la ecuación:



- a) Ajuste la ecuación iónica por el método del ion-electrón.
b) Si 25 mL de una disolución de Na_2SO_3 reaccionan con 28'1 mL de disolución 0'088 M de K_2CrO_4 , calcule la molaridad de la disolución de Na_2SO_3 .

Problema 10

La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:



- a) Ajuste esta reacción por el método del ion electrón.
b) Calcule los gramos de plata metálica que podría ser oxidada por 50 mL de una disolución acuosa de MnO_4^- 0'2 M.
Dato: Masa atómica, Ag = 108.

Problema 11

En una valoración, 31'25 mL de una disolución 0'1 M de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (oxalato de sodio) en medio ácido consumen 17'38 mL de una disolución de KMnO_4 de concentración desconocida. Sabiendo que el oxalato pasa a CO_2 y el permanganato a Mn^{2+} .

- a) Ajuste la ecuación iónica por el método del ion-electrón.
b) Calcule la concentración de la disolución de KMnO_4 .
Datos: Masas atómicas: O = 16; K = 39; Mn = 55.

Problema 12

- a) Calcule la masa equivalente del K_2CrO_4 cuando la especie CrO_4^{2-} se reduce a Cr^{3+} en medio ácido (consulte el problema nº 9).
- b) Calcule la concentración de la disolución de $KMnO_4$ del problema nº 11, haciendo uso del concepto de equivalente químico.
- Datos: Masas moleculares: $K_2CrO_4 = 294$; $KMnO_4 = 158$; $Na_2C_2O_4 = 134$

Problema 13

- En medio ácido, el ion permanganato se reduce a ion manganeso (II) y oxida al ion hierro (II) a ion hierro (III).
- a) Ajuste esta reacción por el método del ion-electrón.
- b) Calcule el volumen de una disolución 0'2 M de permanganato potásico que reacciona con 25 mL de una disolución 2 M de cloruro de hierro (II).

Problema 14

Para conocer la riqueza de un mineral de hierro se toma una muestra de 2,5 gramos del mismo. Una vez disuelto el hierro en forma Fe^{2+} , se valora, en medio ácido sulfúrico, con una disolución de $K_2Cr_2O_7$ con lo que se consigue oxidar el Fe (II) a Fe (III), reduciéndose el dicromato a Cr (III).

- a) Ajuste la reacción iónica por el método del ion electrón.
- b) Si en la valoración se han gastado 32 mL de disolución 1 N de dicromato de potasio, determine el porcentaje en hierro que hay en la muestra.
- Dato. Masa atómica: Fe = 56.

Problema 15

Dada la reacción:



- a) Ajuste la reacción anterior por el método del ion-electrón.
- b) Calcule los mL de disolución 0'5 M de $KMnO_4$ necesarios para que reaccionen completamente con 2'4 g de $FeSO_4$.
- Datos. Masas atómicas: O = 16; S = 32; Fe = 56.

Problema 16

El estaño metálico, en presencia de ácido clorhídrico, es oxidado por el dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) a cloruro de estaño (IV) reduciéndose el dicromato a Cr (III).

- a) Ajuste, por el método del ion-electrón, la ecuación molecular completa.
- b) Calcule la riqueza en estaño de una aleación si un gramo de la misma una vez disuelta se valora, en medio ácido clorhídrico, con dicromato de potasio 0,1 M, gastándose 25 mL del mismo.
- Dato. Masa atómica: Sn = 119

Electroquímica

Cuestión 1

Si se introduce una lamina de cinc en una disolución de sulfato de cobre (II), $CuSO_4$, se observa que el cobre se deposita en la lamina, se pierde el color azul de la disolución y la lamina de cinc se disuelve.

- a) Explique, razonadamente, este fenómeno.
- b) Escriba las reacciones observadas.

Cuestión 2

Explique mediante la correspondiente reacción, que sucede cuando en una disolución de sulfato de hierro (II) se introduce una lámina de:

- a) Cd
- b) Zn

Datos. $E^\circ (Zn^{2+}/Zn) = - 0'76$ V; $E^\circ (Fe^{2+}/Fe) = - 0'44$ V; $E^\circ (Cd^{2+}/Cd) = - 0'40$ V.

Cuestión 3

A la vista de los siguientes potenciales de reducción estándar:

$$E^\circ (\text{Na}^+/\text{Na}) = - 2'71 \text{ V}; E^\circ (\text{H}^+/\text{H}_2) = 0'00 \text{ V}; E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = + 0'34 \text{ V}$$

Razone:

- Si se desprenderá hidrogeno cuando se introduce una barra de sodio en una disolución 1 M de ácido clorhídrico.
- Si se desprenderá hidrogeno cuando se introduce una barra de cobre en una disolución acuosa de ácido clorhídrico 1 M.
- Si el sodio metálico podrá reducir a los iones Cu (II).

Cuestión 4

- ¿Reaccionará una disolución acuosa de ácido clorhídrico con hierro metálico?
- ¿Reaccionará una disolución acuosa de ácido clorhídrico con cobre?
- ¿Qué ocurrirá si se añaden limaduras de hierro a una disolución de Cu^{2+} .

Justifique las respuestas.

$$\text{Datos: } E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0'34 \text{ V}; E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = - 0'44 \text{ V}; E^\circ (\text{H}^+/\text{H}_2) = 0'00 \text{ V}.$$

Cuestión 5

A partir de los valores de potenciales de reducción estándar siguientes:

$$E^\circ (\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = + 1'36 \text{ V}; E^\circ (\text{I}_2/\text{I}^-) = + 0'54 \text{ V}; E^\circ (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = + 0'77 \text{ V}$$

Indique, razonando la respuesta:

- Si el cloro puede reaccionar con iones Fe^{2+} y transformarlos en Fe^{3+} .
- Si el yodo puede reaccionar con iones Fe^{2+} y transformarlos en Fe^{3+} .

Cuestión 6

Se sabe que el flúor desplaza al yodo de los yoduros para formar el fluoruro correspondiente.

- Escriba las semirreacciones que tienen lugar.
- Sabiendo que $E^\circ (\text{I}_2/\text{I}^-) = + 0'53 \text{ V}$, justifique cual de los tres valores de E° siguientes: $+ 2'83 \text{ V}$; $+ 0'53 \text{ V}$ y $- 0'47 \text{ V}$, corresponderá al par F_2/F^- .

Cuestión 7

Se construye una pila con los pares Fe^{2+}/Fe y $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$.

- Indique que par actúa como ánodo, que par actúa como cátodo y escriba las reacciones que tienen lugar en cada electrodo.
- Calcule la f.e.m. de la pila.

$$\text{Datos: } E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = - 0'45 \text{ V}; E^\circ (\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0'15 \text{ V}.$$

Cuestión 8

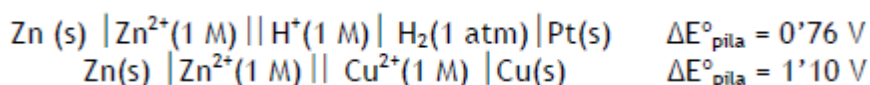
Dados los potenciales de reducción estándar:

$$E^\circ (\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = - 0'13 \text{ V} \text{ y } E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0'34 \text{ V}.$$

- Escriba las semirreacciones y la reacción ajustada de la pila que puede formarse con esos pares.
- Calcule la fuerza electromotriz de la pila formada e indique que electrodo actúa como ánodo y cual como cátodo.

Cuestión 9

Sabiendo que:



Calcule los siguientes potenciales normales de reducción:

- $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$.
- $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$

Cuestión 10

Se construye una pila, en condiciones estándar, con un electrodo de cobre y un electrodo de aluminio.

- Indique razonadamente cual es el cátodo y cual el ánodo.
 - Escriba el diagrama de la pila y calcule la f.e.m de la misma.
- Datos. $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0.34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1.65 \text{ V}$.

Cuestión 11

Con los pares Hg^{2+}/Hg y Cu^{2+}/Cu , cuyos potenciales de reducción estándar son, respectivamente, 0.95 V y 0.34 V , se construye una pila electroquímica.

- Escriba las semirreacciones y la reacción global.
- Indique el electrodo que actúa como ánodo y el que actúa como cátodo.
- Establezca el diagrama de la pila y calcule la fuerza electromotriz de la pila.

Cuestión 12

Dados los potenciales normales de reducción $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0.13 \text{ V}$ y $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.76 \text{ V}$

- Escriba las semirreacciones y la reacción ajustada de la pila que se puede formar.
- Indique que electrodo actúa como ánodo y cual como cátodo.
- Establezca el diagrama de la pila y calcule la fuerza electromotriz de la misma.

Cuestión 13

Se dispone de dos electrodos, uno de Zn y otro de Ag, sumergidos en una disolución 1 M de sus respectivos iones Zn^{2+} y Ag^+ . Los potenciales de reducción estándar son: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0.80 \text{ V}$. Indique, razonando la respuesta, la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

- La plata es el cátodo y el cinc el ánodo.
- El potencial de la pila que se forma es 0.04 V .
- En el ánodo de la pila tiene lugar la reducción del oxidante.

Electrólisis

Cuestión 14

Tres cubas electrolíticas conectadas en serie, contienen disoluciones acuosas de AgNO_3 la primera, de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ la segunda y de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ la tercera. Cuando las tres cubas son atravesadas por la misma cantidad de corriente, justifique si serán ciertas o no las siguientes afirmaciones:

- En el cátodo se depositara la misma masa en las tres cubas.
- En las cubas segunda y tercera se depositara el doble numero de equivalentes gramo que en la primera.
- En las cubas segunda y tercera se depositaran la misma cantidad de sustancia.

Cuestión 15

Indique, razonadamente, los productos que se obtienen en el ánodo y en el cátodo de una celda electrolítica al realizar la electrolisis de los siguientes compuestos:

- Bromuro de cinc fundido (ZnBr_2)
- Disolución acuosa de HCl .
- Cloruro de níquel fundido (NiCl_2)

Datos: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = +1.09 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1.36 \text{ V}$;
 $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0.25 \text{ V}$.

Problema 1

Para cada una de las siguientes electrolisis, calcule:

- La masa de cinc metálico depositada en el cátodo al pasar por una disolución acuosa de Zn^{2+} una corriente de 1.87 amperios durante 42.5 minutos.
- El tiempo necesario para que se depositen 0.58 g de plata tras pasar por una disolución acuosa de AgNO_3 una corriente de 1.84 amperios.

Datos. $F = 96500 \text{ C}$. Masas atómicas: $\text{Zn} = 65.4$; $\text{Ag} = 108$.

Problema 2

A través de una cuba electrolítica que contiene una disolución de nitrato de cobalto (II) pasa una corriente eléctrica durante 30 minutos, depositándose en el cátodo 5 g de cobalto.

- Calcule la intensidad de la corriente que ha circulado.
- ¿Cuál es el número de átomos de cobalto depositados?

Datos. Masa atómica: Co = 59; F = 96500 C.

Problema 3

- ¿Qué cantidad de electricidad es necesaria para que se deposite en el cátodo todo el oro contenido en un litro de disolución 0'1 M de cloruro de oro (III)?
- ¿Qué volumen de cloro, medido a la presión de 740 mm de mercurio y 25° C, se desprenderá en el ánodo?

Datos. F = 96500 C; R = 0'082 atm.L.K-1.mol-1; Masas atómicas: Cl = 35'5; Au = 197

Problema 4

Se desea conocer la cantidad de electricidad que atraviesa dos cubas electrolíticas conectadas en serie, que contienen disoluciones acuosas de nitrato de plata, la primera, y de sulfato de hierro (II), la segunda. Para ello se sabe que en el cátodo de la primera se han depositado 0'810 g de plata.

- Calcule la cantidad de electricidad que ha atravesado las cubas y la cantidad de hierro depositada en el cátodo de la segunda cuba.
- Indique alguna aplicación de la electrolisis.

Datos. F = 96500 C. Masas atómicas: Fe = 56; Ag = 108.

Problema 5

Se hace pasar una corriente eléctrica de 2'5 A durante 2 horas a través de una celda electrolítica que contiene una disolución de $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$.

- ¿Cuántos gramos de níquel metálico se depositaran en el cátodo?
- ¿Cuántos moles de electrones se han necesitado?

Datos. F = 96500 C. Masa atómica: Ni = 58'7

Problema 6

A través de un litro de disolución 0'1 M de nitrato de plata se hace pasar una corriente de 0'15 A durante 6 horas.

- Determine la masa de plata depositada en el cátodo.
- Calcule la molaridad del ion plata una vez finalizada la electrolisis, suponiendo que se mantiene el volumen inicial de la disolución.

Datos. F = 96500 C. Masas atómicas: N= 14; Ag = 108.

Problema 7

Una muestra de un metal se disuelve en ácido clorhídrico y se realiza la electrolisis de la disolución. Cuando han pasado por la célula electrolítica 3215 C, se encuentra que en el cátodo se han depositado 1'74 g de metal.

Calcule:

- La carga del ion metálico.
- El volumen de cloro desprendido medido en condiciones normales.

Datos. F = 96500 C. Masa atómica del metal = 157'2.

Problema 8

El principal método de obtención del aluminio comercial es la electrolisis de las sales de Al^{3+} fundidas.

- ¿Cuántos culombios deben pasar a través del fundido para depositar 1kg de aluminio?
- Si una célula electrolítica industrial de aluminio opera con una intensidad de corriente de 40000 A. ¿Cuánto tiempo será necesario para producir 1 kg de aluminio?

Datos. F = 96500 C. Masa atómica: Al = 27.

Problema 9

Dos cubas electrolíticas, conectadas en serie, contienen una disolución acuosa de AgNO_3 , la primera, y una disolución acuosa de H_2SO_4 , la segunda. Al pasar cierta cantidad de electricidad por las dos cubas se han obtenido, en la primera, 0'090 g de plata. Calcule:

- a) La cantidad de electricidad que pasa por las cubas.
- b) El volumen de H_2 , medido en condiciones normales, que se obtiene en la segunda cuba.

Datos. $F = 96500 \text{ C}$. Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{Ag} = 108$.

Química del Carbono

Cuestión 1

Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Recibe el nombre de grupo funcional un átomo o grupo de átomos distribuidos de tal forma que la molécula adquiere unas propiedades químicas características.
- Dos compuestos orgánicos que poseen el mismo grupo funcional siempre son isómeros.
- Dos compuestos orgánicos con la misma fórmula molecular pero distinta función, nunca son isómeros.

Cuestión 2

Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes proposiciones:

- Los hidrocarburos saturados son mucho más reactivos que los insaturados.
- Grupo funcional es un átomo o grupo de átomos que confiere a la cadena hidrocarbonada unas propiedades químicas características.
- En el metano el átomo de carbono presenta hibridación sp^3 .

Cuestión 3

Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- El punto de ebullición del metano es menor que el del butan-1-ol.
- La molécula $CHCl_3$ posee una geometría tetraédrica con el átomo de carbono ocupando la posición central.
- El etano es más soluble en agua que el etanol.

Cuestión 4

Las fórmulas moleculares de tres hidrocarburos lineales son: C_3H_6 ; C_4H_{10} ; C_5H_{12} .

Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Los tres pertenecen a la misma serie homóloga.
- Los tres presentan reacciones de adición.
- Los tres poseen átomos de carbono con hibridación sp^3 .

Cuestión 5

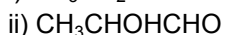
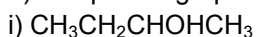
Las fórmulas moleculares de tres hidrocarburos lineales son: C_2H_4 ; C_3H_8 ; C_4H_{10} .

Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Los tres pertenecen a la misma serie homóloga.
- Los tres experimentan reacciones de sustitución.
- Sólo uno de ellos tiene átomos de carbono con hibridación sp^2 .

Cuestión 6

a) Indique los grupos funcionales presentes en las siguientes moléculas:

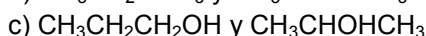
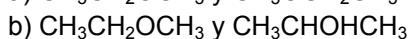
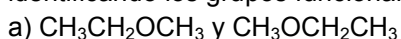


b) Escriba un isómero de función de la molécula del apartado i).

c) Escriba un isómero de posición de la molécula del apartado ii).

Cuestión 7

Indique si la estructura de cada pareja representa el mismo compuesto o compuestos diferentes, identificando los grupos funcionales presentes:



Cuestión 8

Indique los grupos funcionales de las siguientes moléculas:

- a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COCH}_2\text{CH}_3$
- b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHOHCOOH}$
- c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHNH}_2\text{CHO}$

Cuestión 9

Defina serie homóloga e indique cuáles de los siguientes compuestos pertenecen a la misma serie que CH_3OH :

- a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
- b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- c) CH_3COOH

Cuestión 10

Dados los compuestos: butan-2-ol, $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{CH}_3$, y 3-metilbutan-1-ol, $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$, responda, razonadamente, a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Son isómeros entre sí?
- b) ¿Presenta alguno de ellos isomería óptica?

Cuestión 11

- a) Defina serie homóloga.
- b) Escriba la fórmula de un compuesto que pertenezca a la misma serie homóloga de cada uno de los que aparecen a continuación: CH_3CH_3 ; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$.

Cuestión 12

Defina los siguientes conceptos y ponga un ejemplo de cada uno de ellos:

- a) Serie homóloga.
- b) Isomería de cadena.
- c) Isomería geométrica.

Cuestión 13

Dados los siguientes compuestos: $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$, CH_3CONH_2 , $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$ y $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$

- a) Identifique los grupos funcionales presentes en cada uno de ellos.
- b) ¿Alguno posee átomos de carbono asimétrico? Razone su respuesta.

Cuestión 14

Explique uno de los tipos de isomería que pueden presentar los siguientes compuestos y represente los correspondientes isómeros:

- a) CH_3COCH_3
- b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
- c) $\text{CH}_3\text{CHF}\text{COOH}$

Cuestión 15

Defina los siguientes conceptos y ponga un ejemplo de cada uno de ellos:

- a) Isomería de función.
- b) Isomería de posición.
- c) Isomería óptica.

Cuestión 16

Explique por qué el $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ es más soluble en agua que el $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$.

Cuestión 17

Dados los siguientes compuestos orgánicos: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$; CH_3OH ; $\text{CH}_2=\text{CHCH}_3$.

Indique razonadamente:

- a) ¿Cuál es soluble en agua?
- b) ¿Cuáles son hidrocarburos?
- c) ¿Cuál presenta reacciones de adición?

Cuestión 18

Los compuestos $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ y $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ tienen masas moleculares similares.

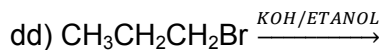
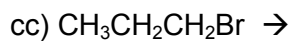
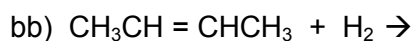
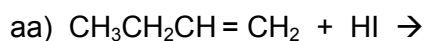
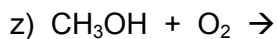
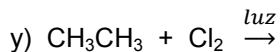
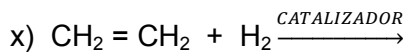
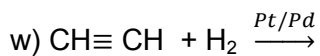
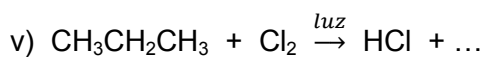
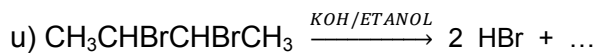
Indique, justificando la respuesta:

- a)Cuál tiene mayor punto de fusión.
- b)Cuál de ellos puede experimentar una reacción de eliminación y escríbala.

Cuestión 19

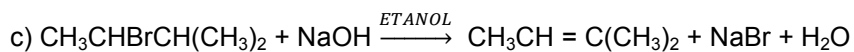
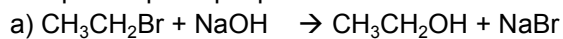
Complete las siguientes reacciones e indique de qué tipo son:

- a) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HBr} \rightarrow$
- b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- c) C_6H_6 (benceno) $\xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4}$
- d) $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4}$
- e) $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
- f) C_6H_6 (benceno) + $\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{AlCl}_3}$
- g) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow$
- h) $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow$
- i) $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \rightarrow$
- j) $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{luz}}$
- k) $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$
- l) $\text{CH}_2 = \text{CHCH}_3 + \rightarrow$
- m) $\text{CH}_2 = \text{CHCH}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4}$
- n) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHClCH}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \dots$
- o) $\text{CH}_3\text{CH} = \text{CHCH}_3 + \text{HBr} \rightarrow$
- p) $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \dots$
- q) $\text{CH}_3\text{CHBrCH}_3 \xrightarrow{\text{KOH/ETANOL}} \text{HBr} + \dots$
- r) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow$
- s) $\text{CH}_3\text{CH} = \text{CH}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{CATALIZADOR}}$
- t) $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{HCl} \rightarrow$



Cuestión 20

Indique el tipo a que pertenece cada una de las siguientes reacciones:



Cuestión 21

Ponga un ejemplo de cada una de las siguientes reacciones:

a) Adición a un alqueno.

b) Sustitución en un alcano.

c) Deshidratación de un alcohol.

d) Reacción de eliminación de HCl en un cloruro de alquilo.