

ÍNDICE

❑	Leyes Fundamentales	página 1
❑	Estructura Atómica	página 15
❑	Sistema Periódico	página 23
❑	Enlace Químico	página 27
❑	Termodinámica	página 38
❑	Equilibrio Químico	página 47
❑	Ácido-Base	página 59
❑	Reacciones Redox	página 72
❑	Solubilidad	página 84
❑	Formulación	página 93
❑	Formulación Inorgánica	página 99
❑	Ejercicios N. Inorgánica	página 133

Profesor y Autor de los apuntes: Carlos Roda



LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUIMICA

CONCEPTOS ELEMENTALES

Elemento: es toda sustancia que no puede descomponerse en otra más sencilla.

Compuesto: es toda sustancia de composición fija o variable que está formada por varios elementos.

Símbolo: es la forma de representar un elemento químico.

La masa absoluta de los átomos es muy pequeña, 10^{-24} K, por tal motivo se utiliza una unidad de masa relativa que resulta más manejable.

Masa atómica: es la masa de un átomo. La masa atómica del carbono es 12.

Masa molecular: es la masa de una molécula. La masa molecular del O_2 es 32.

Átomo gramo: es la masa de un elemento expresada en gramos.

Molécula gramo = Mol: es la masa molecular de un compuesto expresado en gramos.

Número de Avogadro: es el número de partículas contenidas en un mol, es una constante y su valor es de $6,023 \cdot 10^{23}$ partículas.

Un mol de átomos de cloro, Cl, son $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de cloro

Un mol de moléculas de cloro, Cl_2 , son $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de cloro

Leyes volumétricas: $PV/T = P'V'/T' = \text{constante}$

Ecuación general de los gases: $PV = nRT$

P = Presión (medida en atmósferas)

V = Volumen (medido en litros)

T = Temperatura (medida en $^{\circ}K$)

n = número de moles

R = constante de los gases = $0,082 \text{ at L }/^{\circ}K \text{ mol}$

“Volúmenes iguales de gases diferentes medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas”

Condiciones Normales: Presión atmosférica = 1 at y Temperatura = $273^{\circ}K$

“Un mol de cualquier gas medido en condiciones normales de presión y temperatura ocupa un volumen de 22,4 litros”

Volumen molar: es el volumen que ocupa un mol, en C.N., y es de 22,4 litros.

LEYES FUNDAMENTALES. TEORÍA ATÓMICA

Las leyes fundamentales explican los comportamientos que siguen las reacciones químicas, desde Lavoisier hasta la teoría atómica, pasando por Gay Luzca y Avogadro.

Una reacción química es la transformación de unas sustancias iniciales, llamadas reactivos en otras de composición y propiedades diferentes, los productos.

Ley de la conservación de la masa

Lavoisier afirmó que *la masa total de las sustancias que reaccionan (reactivos) debe ser igual a la masa total de las sustancias resultantes (productos)*

$$\Sigma \text{ masa reactivos} = \Sigma \text{ masa productos}$$

Ley de las proporciones constantes

La ley de la composición constante enunciada por J. Proust (1754 – 1826) dice que *“cuando dos o más elementos, reaccionan para formar un compuesto lo hacen siempre en una proporción en peso fija”*

Ejemplo:

Si hacemos reaccionar 10 gramos de cloro y 10 gramos de sodio, no se formarán 20 gramos de cloruro de sodio, 16,48 gramos de la sal quedando 3,52 g de sodio sin reaccionar.

Según la experiencia, el cloro y el sodio han reaccionado en la proporción en peso siguiente:

$$\text{Sodio} / \text{cloro} = 6,48 / 10$$

Si ahora tenemos 20 granos la proporción sería 12,97/20

Cualquier muestra de sal común siempre tendrá un 39,34 % de sodio y un 60,66% de cloro.

Ley de las proporciones múltiples

La ley de las proporciones múltiples enunciada por el inglés Dalton (1766 – 1844) dice que las *“cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar varios compuestos están en una relación de números enteros sencillos (1:2, 3:1...)”*

Ejemplo:

Cuando reacciona oxígeno con cobre, para formar óxido de cobre II, siempre reaccionan 3,971 g de cobre por cada gramo de oxígeno.



$$1 \text{ g} \quad 3,971 \text{ g}$$



$$1 \text{ g} \quad 7,942 \text{ g}$$

Si ahora dividimos dichos números entre el más pequeño resulta una relación de 1 a 2, que es una relación de números sencillos, $3,971/7,942 = \frac{1}{2}$

Teoría atómica de Dalton

Las leyes anteriores fueron reunidas y explicadas por Dalton en una misma base teórica. La teoría atómica de Dalton afirma:

1. Los elementos están constituidos por átomos, que son indivisibles e inalterables.
2. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos en masa y propiedades.
3. Los átomos de distintos elementos tienen diferente masa y propiedades.
4. Los compuestos se forman por la unión de átomos en una relación constante y sencilla en número.

Ley de los volúmenes de combinación

Ya hemos visto que las relaciones en peso en que se combinan las sustancias no siguen una relación sencilla. ($\text{Na/Cl} = 6,48/10$)

Al considerar el volumen, no se encuentra ninguna relación simple entre volúmenes de sólidos o líquidos.

Gay-Lussac comprobó que para los gases, la relación volumétrica era sencilla.

Ejemplo: 1 volumen de oxígeno reacciona justamente con 2 volúmenes de hidrógeno, produciendo 2 volúmenes de vapor de agua.

Los volúmenes medidos en las mismas condiciones de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química están en una relación de números enteros sencillos.

Ley de Avogadro

A igualdad de presión y temperatura, en volúmenes iguales de todos los gases existe el mismo número de moléculas.

La hipótesis de Avogadro (1811), hoy ley por esta perfectamente demostrada, lleva a la conclusión de que las moléculas de los gases elementales son biatómicas y no monoatómicas como se pensaba en un principio.

Avogadro fue el creador del concepto de molécula.

Ejemplo: Si los gases fueran monoatómicos, al reaccionar 1 litro de hidrógeno con 1 litro de cloro, debería obtenerse 1 litro de cloruro de hidrógeno y no 2 como se obtienen realmente.

Avogadro puso la base de los primeros métodos de determinación de fórmulas.

La ley de Avogadro completó la teoría atómica, que en lo sucesivo se la conocería como la teoría atómico-molecular.

Átomo-gramo y Molécula-gramo

El átomo-gramo de un elemento es el número de gramos de dicho elemento que coincide con su masa atómica.

Ejemplo: 1 átomo-gramo de oxígeno es 16 g, 1 átomo-gramo de cobre es 63,5 g

La molécula-gramo o mol de un compuesto es el número de gramos que coincide con su masa molecular.

Ejemplo: 1 molécula-gramo = 1 mol de H_2SO_4 es de 98 g; 1 mol de O_2 es de 32 g

Número de Avogadro

El número de Avogadro es el número de moléculas contenidas en un mol o el número de átomos contenidos en un átomo-gramo de cualquier sustancia, se representa por N_A y tiene un valor constante de $6,023 \cdot 10^{23}$ partículas.

Ejemplo: 18 g de agua son un mol de agua y contienen $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas.

- ¿Cuántas moléculas de agua hay en 10 g de agua?

$$100 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \rightarrow n = m/M \quad 100/18 = 5,55 \text{ moles}$$

$$5,55 \text{ moles} \times 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} = 3,34 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

$$\frac{\quad}{1 \text{ mol}}$$

- Un kilogramo de mercurio ¿Cuántos átomos-gramo de mercurio son?

Masa atómica del Hg = 200,6

$$1000 \text{ g de Hg} \times \frac{1 \text{ átomo-gramo de Hg}}{200,6 \text{ g}} = 4,98 \text{ át-g de Hg}$$

- 13,2 g de dióxido de nitrógeno, ¿Cuántos moles son?, ¿Cuántos átomos-gramo de nitrógeno contienen?

Masa atómica del N = 14, Masa atómica del O = 16

$$1 \text{ mol de } \text{NO}_2 = 46 \text{ g}$$

$$13,2 \text{ g de } \text{NO}_2 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{NO}_2}{46 \text{ g}} = 0,29 \text{ moles de } \text{NO}_2$$

$$13,2 \text{ g de } \text{NO}_2 \times \frac{46 \text{ g}}{1 \text{ mol de } \text{NO}_2} \times \frac{1 \text{ at-g de N}}{1 \text{ mol de } \text{NO}_2} = 0,58 \text{ at-g de N}$$

Fórmulas

El símbolo representa al átomo, mientras que la fórmula representa a la molécula.

La utilidad de la fórmula es que expresa la composición cualitativa y cuantitativa de los átomos que la constituyen. 1 molécula de agua está formada por 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno.

Ejemplo:

- Determina la composición centesimal del ácido sulfúrico.

$$\begin{array}{rcl} \text{H} & 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 & 100 \\ \hline & 2 \text{ g de H} & x \end{array} \quad \text{H} = 2,04\%$$

$$\begin{array}{rcl} \text{S} & 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 & 100 \\ \hline & 32 \text{ g de S} & y \end{array} \quad \text{S} = 32,65\%$$

$$\begin{array}{rcl} \text{O} & 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 & 100 \\ \hline & 64 \text{ g de O} & z \end{array} \quad \text{O} = 65,31\%$$

- Un óxido de azufre tiene un 40% de azufre y un 60% de oxígeno. El espectrómetro de masas da una masa molecular de 80. ¿cuál es su fórmula molecular?

$$\text{O} = 16 \quad \text{S} = 32$$

$$\begin{array}{rcl} \text{O} & 60 & \\ \hline & 16 & \end{array} = 3,75 \quad \begin{array}{rcl} & 3,75 & \\ \hline & 1,25 & \end{array} = 3$$

$$\begin{array}{rcl} \text{S} & 40 & \\ \hline & 32 & \end{array} = 1,25 \quad \begin{array}{rcl} & 1,25 & \\ \hline & 1,25 & \end{array} = 1$$

SO₃ Fórmula empírica

$$(\text{SO}_3)_n = 80$$

$$n = 1$$

SO₃ Fórmula molecular

Gases

Todos los gases, independientemente de su naturaleza química o del tamaño de sus moléculas, responden a unas leyes muy sencillas.

Las leyes principales son:

Ley de Avogadro

Ya comentada anteriormente.

Volúmenes iguales de distintos gases, en las mismas condiciones de presión y temperatura, tienen el mismo número de moléculas y por tanto el mismo número de moles.

$V = k n$ siendo k una constante y n el nº de moles a P y T ctes.

Ley de Boyle

A temperatura constante, los volúmenes que ocupa una misma masa de gas son inversamente proporcionales a las presiones que soporta.

$V = k' 1/P$ siendo k' una constante y T y n ctes.

Ley de Charles/Gay-Lussac

A presión constante, el volumen de una misma masa de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$V = k'' T$ siendo k'' una constante y P y n ctes.

Charles descubrió y Gay-Lussac comprobó que todos los gases se dilataban con la temperatura en la misma proporción. Por eso, al ser calentado el aire de un globo, se dilata y provoca el ascenso del globo.

Ecuación General de los gases

Esta ecuación agrupa las tres leyes anteriores.

$PV = n RT$ siendo R una constante de proporcionalidad que engloba a las 3 anteriores, de valor $0,082 \text{ atm l/}^{\circ}\text{K mol}$

DISOLUCIONES

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias que pueden hallarse en proporciones variables.

Se pueden considerar 9 tipos diferentes de disoluciones, dependiendo del estado de sus componentes. La más habitual es aquella en la que uno de los componentes es líquido y el otro sólido, y de todas ellas la que tiene por componente líquido, el agua.

Modo de expresar la concentración de una disolución

Disolución = Solute + Disolvente

La composición de una concentración se puede expresar de diversos modos:

Molaridad: Es el nº de moles de soluto por litro de disolución. (0,5 Molar)

$M = n / V$ donde n es el nº de moles y V el volumen expresado en litros.

Normalidad: Es el nº de equivalentes por litro de disolución. (0,5 Normal)

$N = n_{eq} / V$

Un equivalente es el número de gramos igual al peso equivalente. En un ácido es la cantidad de ácido que puede producir un mol de protones.

Molalidad: Es el nº de moles de soluto por kilo de disolvente. (0,5 molal)

$m = n / kg$

Porcentaje en peso: Es el nº de gramos de soluto que hay por cada 100 gramos de disolución.

% peso = $n \text{ g de soluto} / n \text{ g de disolución}$.

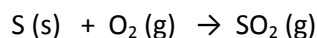
Una disolución de sosa (NaOH) al 8% significa que de cada 100 g de disolución 8 son de soluto.

Fracción Molar: Representa la relación entre el nº de moles de soluto y el nº total de moles de la disolución.

$X = \frac{n_s}{n_s + n_d}$ donde n_s y n_d representan el nº de moles de soluto y disolvente.

Ecuaciones químicas

Una ecuación química es una representación convencional escrita que, de forma abreviada, expresa una transformación química.



Una ecuación química no es una descripción completa de lo que sucede durante la reacción, solamente expresa el estado inicial, los reactivos, y el estado final, los productos.

Reacciones químicas

Una reacción química es la transformación de unas sustancias iniciales, llamadas reactivos en otras de composición y propiedades diferentes, los productos.

Ajuste de ecuaciones químicas

Una ecuación está ajustada cuando contiene en cada miembro el mismo número de átomos de cada elemento.



Ecuaciones iónicas

El ajuste de las ecuaciones iónicas exige también la igualación de las cargas. Se ha de realizar el ajuste de masas y de cargas.



Cálculos estequiométricos

En la ecuación ajustada, la relación del número de moléculas expresada por los coeficientes estequiométricos es igual a la relación del número de moles.

La interpretación de los coeficientes estequiométricos como números de moles y la expresión de éstos mediante la correspondiente masa molecular nos permiten establecer relaciones entre las masas de reactivos y las masas de los productos.

Los coeficientes estequiométricos como números de moles proporcionan la base para formular estas relaciones mediante los **factores de conversión**.

Orden de aplicación de los factores de conversión:

- Conversión en moles de la masa o el volumen del dato de partida.
- Relación molar entre la sustancia cuya cantidad queremos calcular y la sustancia conocida, de acuerdo con los coeficientes estequiométricos.
- Conversión en masa o en volumen de los moles de la sustancia investigada.

Reactivo limitante y reactivo en exceso

Cuando se realiza una reacción química, es habitual no utilizar las cantidades de reactivos estequiométricas exactas.

Es frecuente que uno de los reactivos intervenga en cantidad superior a la esperada estequiométricamente, es el **reactivo en exceso**.

Esto sirve para lograr la reacción completa de otro reactivo, que es el primero en consumirse y es el reactivo limitante. Cuando el reactivo limitante se termina la reacción finaliza.

El **reactivo limitante** es el reactivo que determina la máxima cantidad de producto que es posible obtener.

Rendimiento de las reacciones

Hasta ahora se ha dado por supuesto que las reacciones se producen de tal forma que todo el reactivo limitante se transforma en producto. Pero esto no suele ocurrir así, la cantidad recogida de producto es menor de la esperada.

El **rendimiento de una reacción** es la relación entre la cantidad de producto obtenido en realidad y la cantidad que debería obtenerse. Se suele expresar en tanto por ciento.

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{Producto obtenido realmente}}{\text{Producto calculado teóricamente}} \times 100$$

Si se quiere calcular la cantidad de producto, conociendo el rendimiento, se calcula de la forma siguiente:

$$\text{Producto obtenido realmente} = \text{Producto calculado teóricamente} \times \frac{\text{Rendimiento}}{100}$$

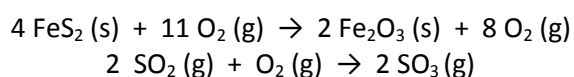
Reacciones simultáneas

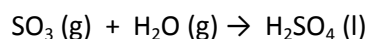
Dos reacciones son **reacciones simultáneas** cuando dos reactivos inicialmente mezclados reaccionan a la vez y de modo independiente con un reactivo común o dando un mismo producto.

El carbonato de sodio y el carbonato de potasio reaccionan con el ácido clorhídrico y se obtiene cloruro de sodio y cloruro de potasio.

Reacciones consecutivas

Cuando varias reacciones, suceden consecutivamente, de modo que el producto de una reacción es el reactivo inicial de la siguiente reacción, decimos que se han producido una serie de **reacciones consecutivas**.





Problemas

1. Ajusta las siguientes reacciones químicas:
 - a. $\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - b. $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}$
 - c. $\text{BF}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 + \text{HBF}_4$
 - d. $\text{Fe}^{2+} + \text{Sn}^{4+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Sn}^{2+}$
 - e. $\text{Ag}^+ + \text{Cu} \rightarrow \text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$

2. El ácido sulfúrico reacciona con el cloruro de sodio produciendo sulfato de sodio y cloruro de hidrógeno gas. Calcula cuántos gramos de cloruro de hidrógeno se pueden obtener a partir de 46 g de NaCl.

2,70 g

3. El carbonato de sodio reacciona con el ácido clorhídrico produciendo cloruro de sodio, dióxido de carbono y agua. Calcula la masa de dióxido de carbono y de agua que se obtiene al reaccionar completamente 15 g de carbonato de sodio.

**6,23 g y
2,55 g**

4. Calcula los gramos de clorato potásico que deben descomponerse por calentamiento para obtener 8 g de oxígeno. En la reacción también se obtienen cloruro de potasio. Formula y ajusta la ecuación.

20,42 g

5. La oxidación catalítica del amoníaco por medio de oxígeno produce monóxido de nitrógeno y agua.
 - a. Calcula el volumen de oxígeno necesario, en condiciones normales, para producir 60 g de monóxido de nitrógeno gas.
 - b. Determina los gramos de agua que se producen.

**55,98 L y
54,03 g**

6. La reacción del ácido sulfúrico con aluminio produce sulfato de aluminio y gas hidrógeno. Calcula cuántos gramos de aluminio deben reaccionar totalmente para obtener 2 L de hidrógeno, medidos a 30°C y 740 mm.

1,40 g

7. Por calentamiento de la piritita, FeS_2 , en presencia de oxígeno se producen dióxido de azufre y óxido de hierro (III).
 - a. Calcula los gramos de óxido de hierro que se obtienen si se tratan 1000 g de piritita del 80% de riqueza en peso.
 - b. Calcula el volumen de aire, de 21% de riqueza en oxígeno, que se precisa en dicha reacción, medido en condiciones normales.

**532,42 g y
1955,9 L**

8. Se desean quemar 55,8 L de metano, medidos en condiciones normales, utilizando para ello 200 g de oxígeno. La reacción produce dióxido de carbono y agua. Calcula

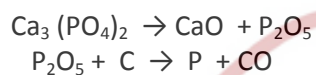
los gramos de dióxido de carbono que se obtendrán.

109,6 g

9. Se hacen reaccionar 10 g de óxido de aluminio con exceso de ácido clorhídrico y se obtienen 25 g de cloruro de aluminio. Calcula el rendimiento de la reacción.

95,60%

10. El fósforo se obtiene mediante la siguiente serie de reacciones:



Ajusta las reacciones y determina la masa de fósforo que puede obtenerse a partir de 2000 g de fosfato de calcio, sabiendo que la reacción se realiza con un rendimiento del 65%.

259,60 g



Problemas

1. Si la molécula de fósforo es P_4 , ¿cuántos moles de fósforo molecular hay en 9,29 g?, ¿cuántos átomos de fósforo habrá en esos mismos 9,29 g?
2. ¿Cuál es el peso de la siguiente mezcla: 0,728 moles de hidrógeno, 11,05 g de hidrógeno y $8,92 \cdot 10^{22}$ átomos de hidrógeno?
3. ¿Cuántos moles de sulfato de magnesio heptahidratado, $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, hay en una muestra de 25,7 g del mismo? y ¿cuántas de agua?
4. En 4,83 g de un hidrocarburo gaseoso hay 4,14 g de carbono. Calcula su fórmula molecular si esos mismos gramos a $18^\circ C$ y 740 mm, ocupan un volumen de 2,82 L.
5. Una muestra de 1,20 g de un compuesto que contiene sólo carbono e hidrógeno, ardió completamente en exceso de oxígeno dando 3,60 g de CO_2 y 1,96 g de H_2O . Calcula la fórmula empírica de este compuesto.
6. Sabiendo que la densidad de cierto gas a $30^\circ C$ y 310 mm de mercurio es de 1,02 g/L. Calcula el peso molecular de dicho gas.
7. Calcula la densidad de vapor del hexafluoruro de uranio, UF_6 , a $56^\circ C$ y 1,17 atmósferas de presión.
8. La composición centesimal de un compuesto es 52,53% de bromo, 10,52% de oxígeno y 36,95 de cadmio. ¿Cuál es su fórmula?
9. Calcula los gramos de agua que hay en un matraz de 500 cm^3 lleno de vapor de agua, a la temperatura de $100^\circ C$ y a la presión de 745 mm de Hg.
10. La clorofila, pigmento verde de los vegetales, imprescindible para la fotosíntesis, está constituida por carbono, hidrógeno, nitrógeno y magnesio. Si de este último contiene un 2,68%. ¿Cuántos átomos de magnesio habrá en 1,2 g de clorofila?
11. ¿Cuántos átomos de carbono hay en 10 g de butano?
12. Una gota de agua a $4^\circ C$ cuyo volumen es de 0,005 mL. ¿Cuántas moléculas de agua contiene?
13. ¿Cuál es la masa de 10^{20} moléculas de dióxido de azufre?
14. Un litro de un gas a $0^\circ C$ y 1 atmósfera de presión, tiene una masa de 1,9 gramos. ¿Cuál es el peso molecular del gas?
15. Un recipiente cerrado de 10 dm^3 contiene nitrógeno gaseoso a $250^\circ C$ y 1000 pascales. Calcula:
 - a. el número de moléculas de nitrógeno.
 - b. la masa de nitrógeno.
 - c. la densidad del gas en las condiciones indicadas.
16. Partiendo de 200 g de sulfato potásico.

- a. ¿En qué volumen de disolución se han de disolver para que resulte una disolución de 2 Molar?
- b. ¿Cuántos gramos de soluto hay en un litro de disolución?

17. Una disolución de 200 mL de nitrato de plata contiene 10 g de dicho compuesto.

- a. ¿Cuál es su molaridad?
- b. ¿Cuántos gramos de soluto contiene por litro?
- c. ¿En qué volumen se encuentran disueltos 0,002 moles de soluto?

18. Una disolución de ácido sulfúrico contiene un 80% en peso de soluto y una densidad de 1,7 g/cm³.

- a. ¿Qué masa tiene un litro de disolución?
- b. ¿Cuántos gramos de soluto hay en un litro de disolución?
- c. ¿Cuál es la molaridad de la disolución?

19. El agua de un río contiene 0,005 g de sulfato de magnesio por cada 100 mililitros.

- a. ¿Qué molaridad tiene dicha disolución?
- b. ¿Qué volumen de agua del río será necesario tomar para extraer 1 kg de soluto?

20. A 2 litros de disolución 0,4 Molar de hidróxido potásico se le añaden 3 litros de agua.

- a. ¿Cuál es la nueva molaridad?
- b. ¿Cuál será su volumen si se reduce el volumen a 1,5 litros?

21. Una disolución de ácido acético, CH₃COOH, al 10% tiene una densidad de 1,055 g/cm³. Si añadimos 1 litro de agua a 500 cm³ de la disolución anterior:

- a. ¿Cuál es el tanto por ciento en peso de la nueva disolución?
- b. ¿Cuál es la normalidad de la nueva disolución?

22. Sabiendo que una disolución concentrada de ácido clorhídrico contiene un 35,2% en peso y su densidad es de 1,175 g/cm³. Calcula el volumen de dicha disolución que se necesita para preparar 2 litros de ácido clorhídrico 2 N.

23. Dada la reacción de combustión del butano:



- a. ¿Qué cantidad de oxígeno se necesita para quemar 0,464 kg de butano?
- b. ¿Qué cantidad de CO₂ se desprende en el proceso?

24. Dada la reacción:



Se descomponen por el calor 13 gramos de clorato potásico, en cloruro potásico y oxígeno,

- Calcula la masa de oxígeno obtenido.
- ¿Qué volumen de oxígeno se recoge a 27º C y 1 atmósfera de presión.

25. Dada la reacción:

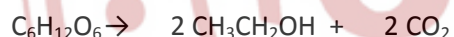


Calcular la pureza de una muestra de sulfuro de hierro (II), sabiendo que al tratar 0,5 g de la misma con ácido clorhídrico se desprenden 100 cm³ de sulfuro de hidrógeno medidos a 27º C y 1 atmósfera de presión.

26. Calcula la pureza de una muestra de sulfato amónico, de la que tomados 13,162 g y tratados con exceso de sosa cáustica hacen desprender 3,77 L de amoniaco medidos a 18º C y 742 mm de Hg.

27. Calcula la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato cálcico es del 83,6%, que podrían ser atacados por 150 mL de disolución 1N.

28. La fermentación de la glucosa para producir alcohol etílico tiene lugar según la siguiente reacción:



Calcula la cantidad de etanol que se obtiene a partir de 4,25 kg de glucosa. suponer un rendimiento del 25%

29. La hidracina, N₂H₄, y el peróxido de hidrógeno, H₂O₂, mezclados se han empleado como combustible para cohetes. Los productos de la reacción son nitrógeno y agua. Calcula los gramos de peróxido de hidrógeno que se necesitan por cada gramo de hidracina en el cohete.

30. El carbonato de amonio reacciona con el hidróxido de sodio y forma carbonato de sodio, amoniaco y agua.

Calcula los litros de amoniaco, medido a 43º C y 720 mm de Hg, que se producirán, partiendo de 3,2 g de carbonato, si el rendimiento de la reacción es del 80%.

ESTRUCTURA ATÓMICA

Constituyentes básicos del átomo

En 1808 el inglés, **Dalton** (1766-1844) formuló su célebre **teoría atómica**, en la que proponía algo revolucionario en su época, en la que afirmaba que la materia estaba formada por átomos. El concepto de **átomo** como partícula material indivisible se mantuvo con éxito durante casi un siglo, dado que la técnica del momento no permitía otras posibilidades.

La **radiactividad natural**, descubierta de manera casual en 1896 por el físico francés **Becquerel** (1852-1908), llevó al conocimiento de tres tipos de partículas: los **rayos alfa**, cargados positivamente, los rayos beta, cargados negativamente y los rayos gamma, sin carga. Esto ponía de manifiesto que los átomos no eran la partícula indivisible que se creía.

El electrón

El estudio de la conductividad de gases a baja presión, reveló una luminiscencia que era debida a unas partículas cargadas negativamente. A estas partículas se les llamo **rayos catódicos**. Se comprobó posteriormente que estos rayos eran idénticos (tenían la misma **relación carga/masa**) utilizando gases diferentes. Thomson (1856-1940) determinó esta relación $-1,76 \cdot 10^{11} \text{ Ckg}^{-1}$.

El estadounidense Millikan (1868-1953) en 1911 pudo deducir la carga y la masa de las partículas que formaban los rayos catódicos y a las que denominó **electrones**.

Masa del electrón = $9,109534 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$.

Carga del electrón = $-1,602189 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Modelo atómico de Thomson

En 1898, Thomson propone que el átomo no debe considerarse como la partícula indivisible que decía Dalton; sino que debe considerarse como un conjunto de cargas negativas, los **electrones** y estos incrustados sobre una **masa con carga positiva** y de naturaleza aún no conocida.

La carga negativa de los electrones es la misma que la carga positiva, de manera que el átomo es eléctricamente neutro.

El protón

En 1886 el alemán Goldstein (1850-1931) observó una radiación de partículas positivas, pero la relación entre masa y carga era diferente en función del gas. Se sugería la existencia de otra partícula subatómica con carga positiva, el **protón**.

Modelo atómico de Rutherford

El neozelandés Rutherford (1871-1937) en 1911, establece un nuevo modelo atómico, denominado **modelo nuclear del átomo**. Según este modelo, el átomo está formado por un **núcleo**, cargado positivamente y prácticamente toda la masa y una **corteza** formada por los electrones, que giran alrededor del núcleo, como si fuera un sistema solar diminuto.

El neutrón

En 1932 Chadwick observó e identificó un nuevo tipo de partículas, los neutrones, con una masa próxima a la del protón. Estas nuevas partículas ocupan el núcleo del átomo junto con los protones y contribuye a la masa de éste.

$$\text{masa del neutrón} = 1,674954 \cdot 10^{-27} \text{ Kg.}$$

Magnitudes atómicas

Cada átomo queda definido por dos características; su número atómico y su número másico.

El número **atómico** indica el número de protones que tiene el núcleo y determina el elemento que se tiene. Se representa por la letra **Z**.

El número **másico** indica el número de neutrones y el de protones que componen el núcleo y determina el isótopo del elemento. Se representa por la letra **A**.

La notación habitual es $\begin{matrix} A \\ X \\ Z \end{matrix}$ siendo X el símbolo del elemento.

Los isótopos, son átomos con las mismas propiedades químicas pero con diferente masa.

Ejemplo 1

Deduce el número de protones, neutrones y electrones del átomo de Galio $\begin{matrix} 69 \\ \text{Ga} \\ 31 \end{matrix}$

$$A = 69 = \text{n}^\circ \text{ de protones} + \text{n}^\circ \text{ de neutrones}$$

$$Z = 31 = \text{n}^\circ \text{ de protones} = \text{n}^\circ \text{ de electrones}$$

$$\text{n}^\circ \text{ de neutrones} = A - Z = 69 - 31 = 38$$

El átomo de Galio tiene 31 protones, 31 electrones y 38 neutrones.

Ejemplo 2

El magnesio presenta en la naturaleza tres isótopos distintos. Según la tabla siguiente determina la masa atómica del magnesio.

Isótopo	Abundancia (%)	Masa Isotópica (u)
$\begin{matrix} 24 \\ \text{Mg} \\ 12 \end{matrix}$	78,70	23,98504
$\begin{matrix} 25 \\ \text{Mg} \\ 12 \end{matrix}$	10,13	24,98584
$\begin{matrix} 26 \\ \text{Mg} \\ 12 \end{matrix}$	11,17	25,98259

$$\text{Masa atómica del Mg} = 78,70 \times 23,98504 + 10,13 \times 24,98584 + 11,17 \times 25,98259 / 100$$

$$\text{Masa Mg} = 24,3095 \text{ u}$$

Ejercicios

1. El boro presenta dos isótopos en la naturaleza, cuyas abundancias y masas isotópicas se recogen en la tabla siguiente:

Isótopo	Abundancia (%)	Masa Isotópica (u)
¹⁰ ₅ B	19,6	10,01294
¹¹ ₅ B	80,4	11,00931

Calcula la masa atómica del Boro.

Sol. 10,8140 u

2. Deduce el número de neutrones, protones y electrones de los átomos siguientes:

235	200	4	19
U,	Hg,	He y	F
92	80	2	9

Modelo atómico de Bohr

El danés Bohr (1885-1962) propuso en 1913 un nuevo modelo atómico, los principios de su modelo son:

- el electrón se mueve alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares. El espacio que hay alrededor del núcleo está *cuantizado*, es decir, existen zonas *permitidas*, llamadas **niveles** y otras que no están permitidas.
Si un electrón no cambia de órbita, no se modifica su energía.
- las órbitas permitidas son aquellas en las que el momento angular del electrón (mvr) es un múltiplo entero de $h/2\pi$, donde h es la constante de Planck.

$$mvr = n h/2\pi \quad \text{donde } n \text{ recibe el nombre de número cuántico principal.}$$

El **número cuántico principal** define los niveles alrededor del núcleo, numerados a partir del núcleo. Tiene valores $n = 1, 2, 3, 4, \dots$. Esto quiere decir que la energía de las órbitas está *cuantizada*.

- si un átomo absorbe o emite energía lo hace en cuantos completos de valor $h \nu$, cumpliendo la expresión

$$E_2 - E_1 = h \nu$$

E_2 es la energía del nivel final y E_1 es la energía del nivel inicial
Si $E_2 > E_1$, el átomo absorbe energía
Si $E_2 < E_1$, el átomo emite energía

Modificaciones al modelo atómico de Bohr

La modificación más importante la realiza el físico alemán **Sommerfeld** (1868-1951), en 1915, cuando sugiere que el electrón describe *órbitas circulares* y *elípticas* alrededor del núcleo en un mismo nivel energético.

Sommerfeld propuso que la energía del electrón dependía de dos números cuánticos: el número cuántico principal y el **número cuántico secundario**, definido por la excentricidad de la órbita (forma), y designado con la letra, *l*. sus valores dependen del número cuántico principal, n , y toma valores comprendidos entre 0 y $n - 1$.

Más tarde fue necesario definir un tercer número cuántico, **número cuántico magnético, m** , que define las orientaciones posibles del electrón en el espacio.

Finalmente, Goudsmitt y Uhlenbeck, proponen la rotación del electrón sobre sí mismo, que definiría el **número cuántico de espín, s** .

Modelo mecano-cuántico

Dualidad onda-corpúsculo

Albert Einstein en 1905 propuso la hipótesis de que la luz, además de su comportamiento ondulatorio, también presenta un comportamiento corpuscular.

Louis de Broglie (1892-1977), en 1924, afirmó que: *Cualquier partícula de masa m y velocidad v debe considerarse asociada a una onda cuya longitud de onda λ , viene dada por la expresión:*

$$\lambda = h / mv$$

Así las únicas órbitas permitidas son las que se cumple que $2\pi r = n\lambda$ donde n es el número cuántico principal (1, 2, 3....)

Había nacido un nuevo concepto de electrón, como partícula y onda.

Principio de incertidumbre. Orbital atómico.

El nuevo concepto de electrón generó una importante polémica: la posición del electrón.

De la misma forma que una onda no tiene posición, ya que es una perturbación, es incorrecto hablar de posición del electrón, ya que está asociado a una onda.

Heisenberg (1901-1975), en 1927, formuló el principio de incertidumbre: *Es imposible conocer simultáneamente y con exactitud el momento lineal ($p = mv$) y la posición x , de una partícula en movimiento.*

El electrón en el átomo ya no puede definirse como una partícula que describe una trayectoria alrededor del núcleo, sino que se debe admitir una inexactitud de su posición, y se hace necesario incorporar un nuevo concepto en sustitución de órbita, el orbital.

Orbital atómico es la región del espacio alrededor del núcleo en la que existe gran probabilidad de encontrar un electrón con una energía determinada.

Principios del Modelo Mecano-Cuántico

El modelo mecano-cuántico, es en la actualidad, la mejor forma de conocer el átomo. Se basa en tres principios:

- El átomo y la molécula solamente pueden existir en determinados estados energéticos. La variación del estado energético se produce con emisión o absorción de energía.
- La variación de energía, ΔE , de un átomo o molécula se produce mediante emisión o absorción de luz, de un fotón de energía igual al cambio energético experimentado.

$$\Delta E = h \nu = h c / \lambda$$

- Los estados energéticos permitidos para el átomo y la molécula se distinguen entre sí mediante cuatro valores, llamados números cuánticos.

Orbital y números cuánticos

Cada electrón del átomo queda definido por cuatro números cuánticos. Cada uno de ellos tiene un significado diferente.

Número cuántico principal

Toma valores naturales, $n = 1, 2, 3, 4, \dots$. Cada valor representa un nivel energético. n está relacionado con el tamaño del orbital. A mayor valor de n , mayor radio iónico. El primer nivel es el de menor Energía, a medida que nos separamos del núcleo la energía va aumentando.

Número cuántico secundario = Número cuántico orbital

Toma valores entre 0 y $n - 1$. Cada valor designa un subnivel y a cada uno de ellos se le asigna una letra. l está relacionado con la forma del orbital.

$l = 0 \rightarrow s$	$l = 1 \rightarrow p$	$l = 2 \rightarrow d$	$l = 3 \rightarrow f$
-----------------------	-----------------------	-----------------------	-----------------------

Número cuántico magnético

Se representa por la letra m , y toma valores enteros comprendidos entre $-l$ y $+l$. Representa la orientación del orbital en el espacio.

l	0	1	2	3
m	0	-1, 0, +1	-2, -1, 0, +1, +2	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3

Número cuántico de espín

Se representa por s , m_s . Está relacionado con el giro del electrón respecto de su eje, que genera un campo magnético, con dos orientaciones según el sentido de giro. Toma valores de $+\frac{1}{2}$ (gira en sentido contrario a las agujas de un reloj) o de $-\frac{1}{2}$ (si gira en el sentido a favor de las agujas del reloj).

n	l	m	s	Número de orbitales (n^2)	Número máximo de electrones ($2n^2$)
1	0	0	$+\frac{1}{2}$ $-\frac{1}{2}$	1 (s)	2
2	0	0	$+\frac{1}{2}$ $-\frac{1}{2}$	1 (s)	8
	1	-1	$+\frac{1}{2}$ $-\frac{1}{2}$	1 (px)	
		0	$+\frac{1}{2}$ $-\frac{1}{2}$	1 (py)	
		+1	$+\frac{1}{2}$ $-\frac{1}{2}$	1 (pz) 4	

Configuración electrónica de un átomo

Se denomina configuración electrónica de un átomo a la distribución de los electrones de un átomo en sus orbitales correspondientes.

La configuración se fundamenta en tres reglas o principios:

- Regla de construcción
- Principio de exclusión de Pauli
- Regla de la máxima multiplicidad de Hund

Regla de construcción (o Principio de mínima energía)

La configuración electrónica fundamental se obtiene colocando los electrones uno a uno en los orbitales disponibles del átomo en orden creciente de energía.

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < \dots$

Una forma sencilla de recordarlo es utilizando el diagrama de Moller.

Principio de exclusión de Pauli

Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales.

Cada orbital como máximo tiene dos electrones, y cada uno de ellos tiene espines opuestos.

Regla de máxima multiplicidad de Hund

Cuando varios electrones ocupan orbitales degenerados, de la misma energía, lo harán en orbitales diferentes y con espines paralelos, mientras sea posible.

Si pueden colocarse 3 electrones en el orbital 2p lo harán desapareados, si se tratase de 4 dos de ellos estarían apareados:

$2p^3 \quad \uparrow \downarrow \uparrow \quad / \quad 2p^4 \quad \uparrow \downarrow \uparrow \uparrow$

Estabilidad de subnivel lleno y semicupado

El modelo mecano-cuántico predice que los subniveles llenos y semicupados confieren al conjunto del átomo una estabilidad adicional, lo que supone alguna excepción a la configuración electrónica de los elementos.

Ejemplo:

La configuración del cromo $Z = 34$ es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$, y según las reglas estudiadas sería $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$

Problemas

1. Calcula la energía de un fotón emitido por un electrón del átomo de hidrógeno cuando este pasa de del nivel $n = 5$ a $n = 2$.
2. Calcula la longitud de onda asociada a un neutrón que se mueve a la velocidad de 10 km/s.
3. Escribe los números cuánticos correspondientes a un electrón de los orbitales siguientes:

- a. 3s b. 4p c. 3d d. 5f

4. Escribe las configuraciones electrónicas en su estado fundamental de:

- a. nitrógeno
 b. argón
 c. catión hierro (III)
 d. magnesio
 e. anión cloruro

5. Razona si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un estado fundamental, excitado o si son imposibles para la especie química a que se refiere:

- a. Li = $1s^2 2p^1$ d. He = $1p^1$
 b. C = $1s^2 2s^1 2p^1 2d^1$ e. $O^+ = 1s^2 2s^2 2p^3$
 c. H = $1s^2$

6. De las siguientes series de números cuánticos que se dan a continuación: (n, l, m, s) . Identifica razonadamente cuáles son imposibles para un electrón de un átomo:

- a. $(4, 2, 0, +\frac{1}{2})$ e. $(2, 0, 1, +\frac{1}{2})$
 b. $(3, 3, -3, -\frac{1}{2})$ f. $(4, 3, 0, +\frac{1}{2})$
 c. $(2, 2, 1, +\frac{1}{2})$ g. $(3, 3, 2, +\frac{1}{2})$
 d. $(3, 2, 2, -\frac{1}{2})$ h. $(4, 0, 2, +\frac{1}{2})$

7. Determina el número de orbitales que existen en el tercer nivel energético de un átomo. ¿Cuántos son s, p, d y f?

8. En el espectro del átomo de hidrógeno encontramos una raya en el violeta de frecuencia $7,3 \cdot 10^{14}$ Hz (s^{-1}). ¿Cuál es la energía de los fotones que la forman? $h = 6,625 \cdot 10^{-34}$ Js

9. La lámpara de vapor de mercurio emite una luz de color azul-verdoso. Estos colores proceden de radiaciones de longitud de onda de $4348 \cdot 10^{-10}$ (azul) y $5461 \cdot 10^{-10}$ (verde). Calcula la energía de un fotón de cada una de dichas radiaciones.

10. El cobre natural tiene el 69,09% de Cu-63 de masa 62,929 y el 30,91% de Cu-65 de masa 64,928. ¿Cuál es la masa atómica del cobre en la naturaleza?



SISTEMA PERDIÓDICO DE LOS ELEMENTOS

Estructura del sistema periódico

La clasificación de Mendeleiev (1834-1907) contenía todos los elementos ordenados según la masa atómica creciente y la semejanza en sus propiedades.

Posteriormente se observó que la masa no era un criterio suficiente para una ordenación coherente.

Moseley (1887-1915) determinó el número atómico de los elementos y comprobó que si se colocaban en orden creciente todos aparecían colocados en un lugar coherente según sus propiedades.

La actual tabla periódica se debe a Paneth y Wermer y en ella los 109 elementos conocidos hasta ahora se clasifican en orden creciente de sus números atómicos en 18 columnas y 7 filas.

Las filas reciben el nombre de períodos y las columnas grupos.

Ley periódica: "Cuando los elementos se colocan en orden creciente de su número atómico, tiene lugar una repetición periódica de ciertas propiedades físicas o químicas de dichos elementos"

Períodos

Los períodos se designan por números correlativos del 1 al 7. En ellos los elementos presentan propiedades diferentes, desde el comportamiento metálico hasta el no metálico para acabar siempre en el gas noble.

Los elementos del periodo 1 tienen electrones sólo en el nivel 1, los del período 2 tienen electrones hasta el nivel 2, los del 3 en el nivel 3 y así sucesivamente.

Na ($Z = 11$) = [Ne] $3s^1$ Representación de kermel

Mg ($Z = 12$) = [Ne] $3s^2$

Al ($Z = 13$) = [Ne] $3s^2 3p^1$

Grupos

Los grupos se designan mediante números correlativos del 1 al 18.

Los elementos de cada grupo tienen las mismas propiedades químicas, ya que todos coinciden en su configuración electrónica de los elementos de valencia.

Grupo	Nombre del grupo	Electrones de valencia
1	Alcalinos	ns^1
2	Alcalinotérreos	ns^2
3-12	Metales de transición	nd^1
13	Térreos	$ns^2 np^1$
14	Carbonoides	$ns^2 np^2$
15	Nitrogenoides	$ns^2 np^3$
16	Calcógenos	$ns^2 np^4$
17	Halógenos	$ns^2 np^5$
18	Gases Nobles	$ns^2 np^6$

Entre los metales de transición se encuentran los metales de transición interna: lantánidos y actínidos que suelen escribirse aparte en dos filas de catorce columnas, que corresponden con los orbitales f.

Grupos	Nº de columnas	Orbital de electrón	Capacidad de subnivel
Metales ligeros	2	s	2 electrones
No metales, semimetales y gases nobles	6	p	6 electrones
Metales de transición	10	d	10 electrones
M. de transición interna	14	f	14 electrones

Propiedades periódicas

Algunas propiedades físicas y químicas se repiten con regularidad a lo largo de los grupos y períodos. La explicación de su regularidad es la similitud en la configuración electrónica y en el número atómico del átomo.

Las propiedades periódicas más importantes son: radio atómico y radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad y carácter metálico.

Radio atómico

Determinar el tamaño del radio iónico es difícil de determinar y se asigna como radio atómico la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos iguales unidos entre sí.

El radio atómico disminuye en el **periodo**, al aumentar el número atómico. ←

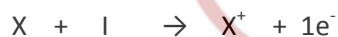
Al aumentar el número atómico, aumenta la carga nuclear y aumenta la atracción entre el electrón más externo y el núcleo.

El radio atómico aumenta en el **grupo**, al aumentar el número atómico. ↓

Al aumentar el radio atómico, aumenta el número de niveles ocupados, mientras que la carga efectiva no varía.

Energía de Ionización

La energía de ionización, I, es la mínima energía necesaria para que un átomo neutro de un elemento X, en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental ceda un electrón de su nivel más exterior.



La energía de ionización, en el **periodo**, aumenta al aumentar el número atómico. →

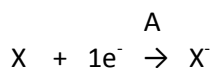
Aumenta la atracción nuclear sobre el electrón más externo y por tanto la energía que hay que suministrar para que ceda ese electrón.

La energía de ionización, en el **grupo**, disminuye al aumentar el número atómico. ↑

Al aumentar el número atómico disminuye la atracción nuclear sobre el electrón más externo.

Afinidad electrónica

La afinidad electrónica, A , es la energía intercambiada en el proceso por el que un átomo neutro X , recibe un electrón y se transforma en un ión mononegativo.



La afinidad electrónica, en el **periodo**, aumenta al aumentar el número atómico. →

Los elementos halógenos son los que forman aniones con mayor facilidad, todos ellos tienen una estructura electrónica que les permite aceptar un electrón y adquirir la estructura de gas noble.

La afinidad electrónica, en el **grupo**, disminuye al aumentar el número atómico. ↑

Electronegatividad

La energía de ionización mide la tendencia de un átomo a ceder electrones y la afinidad electrónica, la tendencia de un átomo para aceptar electrones. Estas dos tendencias opuestas se pueden unir en una sola la electronegatividad.

La electronegatividad es la tendencia relativa de un elemento para atraer los electrones de otros átomos con los que está unido.

La electronegatividad, en el **periodo**, aumenta al aumentar el número atómico. →

La electronegatividad, en el **grupo**, disminuye al aumentar el número atómico. ↑

El **flúor** tiene **elevada electronegatividad**, ya que su primera energía de ionización indica escasa tendencia a perder un electrón y la afinidad electrónica indica facilidad de aceptar un electrón.

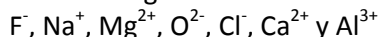
El **potasio** tiene **baja electronegatividad**. Su primera energía de ionización indica que pierde un electrón con facilidad y su afinidad electrónica indica escasa tendencia a aceptar electrones.

Si los dos elementos se unen, los electrones estarán más cerca del flúor, ya que no tiene tendencia a ceder electrones y a la vez, tiene más tendencia a atraer electrones adicionales. En definitiva, el flúor es más electronegativo.

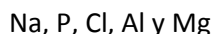
Problemas

1. Escribe la estructura electrónica de los elementos de número atómico 11 y 17. Indica de qué elementos se trata y razona el grupo y el período del sistema periódico a los que pertenecen.

2. Escribe la configuración electrónica de los siguientes iones:



3. Clasifica en orden creciente de radio iónico los siguientes elementos:



4. Las tres especies químicas H , He^+ , Li^{2+} poseen un único electrón. Indica cuál de ellos tendrá mayor radio y mayor energía de ionización.

5. Clasifica los elementos F, Ne y Na en orden creciente de:

- Radio atómico
- Energía de ionización

6. Dadas las especies químicas: anión cloruro, catión sodio y neón:

- Escribe la configuración electrónica de cada una identificando los electrones desapareados.
- Razona cuál tiene mayor radio.
- Razona cuál tiene mayor energía de ionización.

Datos: Cl ($Z = 17$), Na ($Z = 11$), Ne ($Z = 10$)

7. Deduce de qué elemento se trata en cada uno de los siguientes casos:

- Su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.
- Es el elemento alcalino de mayor tamaño.
- Es el elemento del grupo del nitrógeno que tiene mayor energía de ionización.
- Es el elemento cuyo ión dipositivo posee la configuración electrónica $[\text{Kr}] 4d^6$.

8. Tres elementos tienen los números atómicos 19, 35 y 54. Deduce razonadamente:

- La estructura electrónica de cada uno de ellos.
- El grupo y el período al que pertenecen.
- El elemento que presenta mayor afinidad electrónica.
- El elemento que presenta mayor energía de ionización.

9. Clasifica en orden creciente de electronegatividad:

- B, Ga, Al, In.
- S, Na, Mg, Cl.
- P, N, Sb, Bi.
- Se, Ba, F, Si, Sc.

10. Compara los elementos Si y Ge respecto a:

- Radio atómico
- Energía de ionización
- Carácter metálico

ENLACE QUÍMICO

Todas las sustancias que forman la materia están formadas por unidades estructurales (iones, átomos o moléculas) unidas entre sí por fuerzas. Estas fuerzas son los enlaces.

El **enlace químico** es la fuerza responsable de la unión estable entre iones, átomos o moléculas que forman las sustancias.

En la formación de un enlace, los átomos tienden a ceder, ganar o compartir electrones hasta que el número de estos sea igual a 8 en su nivel de valencia, es decir, en su nivel más externo.

La gran estabilidad de los gases nobles se debe a los 8 electrones de su estructura electrónica más externa.

Enlace iónico

Los iones son átomos o grupos atómicos con carga positiva o negativa por ganar o ceder electrones.

La valencia iónica es la carga que tienen sus átomos al convertirse en iones positivos o negativos.

Elemento	Z	Configuración electrónica	Ión	Configuración electrónica	Valencia iónica
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Al^{3+}	$1s^2 2s^2 2p^6 (= Ne)$	3+
Ca	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	Ca^{2+}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	2+
Br	35	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	Br^-	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	1 -
P	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	P^{3-}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	3-

El **enlace iónico** es la unión resultante entre iones positivos y negativos para dar lugar a un compuesto formado por una red cristalina iónica.

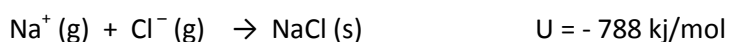
En una red cristalina:

- los iones deben ocupar el menor volumen posible, es decir, el empaquetamiento debe ser máximo.
- El cristal debe ser neutro, es decir, el número de cargas positivas ha de ser igual al de cargas negativas.

El índice de coordinación o número de coordinación de un ión en una red cristalina es el número de iones de signo contrario que le rodean a la misma distancia.

La **energía de red** o **energía reticular**, U , de un compuesto iónico es la energía del proceso de formación de un mol de cristal iónico sólido a partir de sus correspondientes iones en estado gaseoso, cuando entre ellos no existe interacción alguna.

Este proceso siempre es exotérmico, por lo que la energía de red es negativa.



Enlace covalente

El **enlace covalente** consiste en la unión de dos átomos que comparten uno o más pares de electrones.

Tipos de enlace covalente:

- *Simple*: Dos átomos quedan unidos por compartir un par de electrones. F_2
- *Doble*: Dos átomos quedan unidos si comparten dos pares de electrones H_2O
- *Triple*: Dos átomos quedan unidos si comparten tres pares de electrones N_2

La **covalencia, o valencia covalente** de un elemento es su capacidad para formar enlaces covalentes.

La valencia del oxígeno en el agua es 2.

Estructuras de Lewis

La confección de las estructuras de Lewis sigue el siguiente proceso:

Para la molécula HNO_3 ,

- Designación del átomo central, el N, colocando alrededor de él los átomos de O. A uno de estos se unirá el H.
- Se calcula el número total de electrones, n , que necesitan los 5 átomos para que adquieran la estructura de gas noble. $n = 34$ electrones ($32 + 2$)
- Se calcula el número total de los electrones de valencia, v , de los átomos de la molécula. $v = 5 \text{ e (N)} + 3 \times 6 \text{ e (O)} + 1 \text{ e (H)} = 24$ electrones
- Se obtiene el número de electrones compartidos, c , restando n y v . $c = n - v = 34 - 24 = 10 \text{ e}$ (5 pares enlazantes).
- Se determinan los electrones libres o solitarios, s , es decir, los no compartidos, restando v y c .
 $s = v - c = 24 - 10 = 14$ electrones (7 pares no enlazantes).
 Los pares no enlazantes se colocan alrededor de cada átomo para que adquieran estructura de gas noble.

Resonancia

Las estructuras de resonancia son cada una de las estructuras que representan una molécula o un ión poliatómico y que difiere de las demás en la ordenación de sus electrones.

Ejercicio

Determina las estructuras de Lewis de las siguientes moléculas:

H_2O , NH_3 , $BeCl_2$, CO_2 , SO_3 , CH_4 , H_2CO_3 y HNO_2

Forma geométrica de las moléculas

Los pares de electrones enlazantes y libres que rodean al átomo central se orientan de tal modo que al aproximarse al núcleo cuanto es posible, se alejan entre sí lo suficiente para que las repulsiones entre ellos sean mínimas.

La orientación adoptada determina la **geometría molecular**.

Moléculas cuyo átomo central sólo tiene pares enlazantes

Molécula	Estructura de Lewis	Pares enlazantes	Geometría
BeCl_2	Cl Be Cl	2	Lineal
BF_3	<pre> F / F Be \ \ F </pre>	3	Plana Trigonal
CH_4	<pre> H / \ H C H \ / H </pre>	4	Tetraédrica
PCl_5	<pre> Cl / \ Cl P Cl \ / Cl Cl </pre>	5	Bipirámidal Trigonal
SF_6	<pre> F / \ F S F \ / F F \ / F </pre>	6	Octaédrica

Moléculas cuyo átomo central sólo tiene pares enlazantes y libres

Las fuerzas repulsivas entre pares libres son mayores que las existentes entre par enlazante y par libre, y estas, a su vez, son mayores que entre pares enlazantes.

Molécula	Estructura de Lewis	Pares enlazantes	Pares libres	Distribución de los electrones	Geometría
SO_2	O S O	2	1	Plana Trigonal	Angular
H_2O	H O H	2	2	Tetraédrica	Angular
NH_3	H N H H	3	1	Tetraédrica	Piramidal trigonal

El enlace covalente en la teoría de enlace de valencia

El **enlace covalente** consiste en la superposición de dos orbitales semicupados de átomos diferentes con emparejamiento de electrones de espín anti paralelo.

La **valencia covalente** o **covalencia** de un elemento es el número de enlaces covalentes que puede formar, lo que depende del número de sus electrones desemparejados.

Elemento	Estructura electrónica	Covalencia
O	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$	2
N	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	3

En algunos elementos, el número de enlaces que forman es mayor que el de electrones desemparejados que poseen. Esto es debido a la promoción electrónica (un electrón, en un orbital completo, se sitúa en un orbital vacío de mayor energía dentro del mismo nivel energético).

Elemento	Estructura electrónica	Estructura electrónica promocionada	Covalencia
B	$1s^2 2s^2 2p_x^1$	$1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1$	3
C	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	$1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	4

Esto explica que muchos elementos tengan covalencia múltiple, ya que pueden desemparejarse un número variable de electrones.

El fósforo puede actuar con covalencia 3 (en su estructura fundamental) o con covalencia 5 (en su estructura promocionada).

En la tabla siguiente se muestran diversas moléculas, indicando los electrones que forman el enlace:

Simples	Cl – Cl	Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$ Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$
Dobles	O = C = O	O.... $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ C..... $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ O.... $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$
Triples	N = N	N ... $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ N ... $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
	H – C ≡ C – H	H ... $1s^1$ C ... $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ C... $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ H ... $1s^1$

Parámetros de enlace

Dados los elementos A y B de un enlace covalente, este presenta una serie de características que se mantienen más o menos constantes con independencia del compuesto en el que se halla.

Estas características son los parámetros de enlace y son: la energía de enlace, la longitud de enlace, el ángulo de enlace y la polaridad de enlace.

Energía de enlace

La energía o entalpía de enlace de una molécula biatómica es la variación de entalpía que tiene lugar cuando se disocia un mol de moléculas en estado gaseoso en átomos en este mismo estado.

Por ejemplo, cuando decimos que la entalpía de enlace del hidrógeno, H_2 , es + 436,4 kJ/mol, queremos decir que se necesitan 436,4 kJ/mol para disociar a presión constante un mol de moléculas de hidrógeno.



El enlace múltiple es más fuerte que el enlace simple.

Longitud de enlace

La longitud de enlace es la distancia entre los núcleos de los dos átomos unidos mediante un enlace covalente.

La longitud de enlace depende del tamaño de los átomos enlazados. Aproximadamente la longitud de enlace es la suma de los radios de los átomos.

Entre átomos iguales, el enlace triple la longitud de enlace es menor que en el enlace doble y ésta es menor que la del enlace sencillo.

	C – C	C = C	C ≡ C
Longitud de enlace (pm)	154	133	120

El enlace simple C – C es un enlace σ , mientras que el enlace π es un enlace múltiple (menos estable).

En la molécula de triple enlace C $\equiv$ C, sólo hay un enlace σ , mientras que los otros dos son enlaces π .

El enlace π sólo se forma cuando ya hay un enlace σ .

Ángulo de enlace

El ángulo de enlace es el ángulo que forman las rectas que pasan por los núcleos atómicos o direcciones de enlace.

En la molécula de H₂O, la repulsión de los pares libres hace que el ángulo H – O – H sea de 104,5°, menor que los 109,5° que corresponden a una distribución tetraédrica de los pares electrónicos.

Polaridad de enlace

En las moléculas diatómicas homonucleares, por tener los dos átomos la misma electronegatividad, la molécula resulta apolar. Es el caso de H₂, N₂, O₂ ...

La electronegatividad es la tendencia de un elemento para atraer los electrones de otro átomo con el que está enlazado.

El **enlace apolar** es el enlace covalente en que los electrones están compartidos por igual entre los dos átomos del enlace.

En las moléculas diatómicas heteronucleares, por tener diferente electronegatividad os átomos del enlace, el enlace se polariza y la molécula es un **dipolo molecular** que se representa



δ = delta

El **enlace polar** es aquel en que uno de los dos átomos por ser más electronegativo que el otro, desplaza hacia él la carga eléctrica compartida.

El **momento dipolar**, μ , es una magnitud vectorial y se define como el producto de la distancia d que separa dos cargas de igual magnitud pero de signo contrario por el valor absoluto Q de una de estas cargas. Su sentido es desde la carga positiva a la negativa.

La unidad es el debye, D, siendo $1 D = 3,34 \cdot 10^{-30} \text{ Cm}$

$$\mu = Q d$$

Las moléculas poliatómicas estarán polarizadas si presentan momento dipolar resultante (suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces presentes). Como sucede en el H_2O o en el NH_3 .

La forma geométrica de la molécula es muy importante, ya que una molécula con varios momentos dipolares puede no estar polarizada si la suma vectorial de estos momentos es cero, como sucede en el CO_2 o en el BCl_3 .

Enlace Metálico

El enlace metálico es la fuerza de unión existente entre los átomos de los metales, a la que deben su estabilidad y propiedades las redes cristalinas metálicas.

Los metales se presentan formando cristales agrupados en tres tipos de estructuras: cúbica centrada (sodio, potasio, hierro...), cúbica centrada en las caras (aluminio, cobre, oro, plata...) o hexagonal compacta (zinc, magnesio...).

Para justificar estas estructuras se han propuesto diversos modelos de enlace metálico: *Modelo de nube electrónica*, *Modelo de enlace covalente deslocalizado* y *Modelo de bandas*.

Modelo de nube electrónica

Los electrones de valencia disponen de libertad de desplazamiento a través de los huecos existentes entre los iones y forman una nube electrónica.

Modelo de enlace covalente deslocalizado

Este modelo supone el enlace metálico como un caso especial de enlace covalente. Cada átomo metálico está en una celda rodeado de otros átomos en los vértices, el átomo central aporta un electrón y cada electrón del átomo de los vértices es compartido por todas las celdas vecinas.

Modelo de bandas

Este modelo está basado en la creación de las llamadas **bandas de valencia**. Dependiendo de si estas bandas están llenas o no y de la diferencia energética, se pueden clasificar los metales en conductores, semiconductores y aislantes.

Fuerzas intermoleculares

Las fuerzas intermoleculares son las fuerzas de atracción existentes entre las moléculas de las sustancias covalentes.

Generalmente las fuerzas intermoleculares son más débiles que las intramoleculares. Se requiere menos energía para hervir un mol de agua (41 KJ) que para disociar un mol de enlace O – H (930 KJ).

Los puntos de fusión y de ebullición proporcionan una información útil para acerca de la mayor o de la menor magnitud de las fuerzas intermoleculares. Cuanto más bajos sean menores son sus fuerzas intermoleculares.

Las fuerzas intermoleculares pueden ser de dos tipos: fuerzas de Van der Waals y Enlaces de Hidrógeno.

Fuerzas de Van der Waals

Con este nombre se agrupan distintas clases de interacciones intermoleculares de naturaleza electrostática: fuerzas dipolo-dipolo, fuerzas dipolo-dipolo inducido y fuerzas de dispersión.

Fuerzas Dipolo-Dipolo

Son las fuerzas que aparecen entre dipolos eléctricos constituidos por moléculas polares. Cuanto mayor es el momento bipolar mayor es la fuerza atractiva. Es el ejemplo de interacciones de las moléculas de HCl en estado sólido o líquido.

Fuerzas Dipolo-Dipolo inducido

Son las fuerzas que aparecen entre moléculas polarizadas y átomos neutros no polares que provocan un desplazamiento de la carga transformándolo en un dipolo inducido.

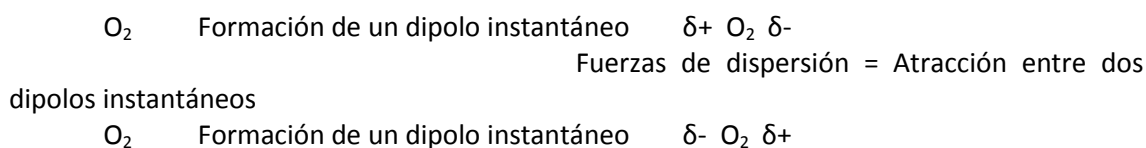
Entre el dipolo permanente y el dipolo inducido se establecen débiles interacciones.

Es lo que sucede entre el HF y el Ar.



Fuerzas de Dispersión

Son las fuerzas atractivas que aparecen entre moléculas no polarizadas, como sucede en los átomos de He, o en las moléculas de O₂ o N₂.



El dipolo instantáneo puede provocar un dipolo inducido.

Enlace de Hidrógeno

Es un tipo especial de interacción electrostática dipolo-dipolo que tiene lugar entre un átomo de hidrógeno que forma un enlace covalente muy polarizado y un átomo de pequeño tamaño y muy electronegativo como F, O o N.

El efecto del enlace de hidrógeno sobre los átomos próximos es un acercamiento entre ellos.

Es lo que sucede entre las moléculas de agua, cuyas uniones intermoleculares son especialmente altas.

Si las moléculas de agua estuvieran unidas por fuerzas de Van der Waals, el agua a temperatura ambiente sería gas.

Propiedades de las sustancias

El tipo de enlace que une los átomos, iones o moléculas que constituyen las sustancias determinan muchas de las propiedades de dichas sustancias, como su solubilidad, puntos de fusión y de ebullición, conductividad eléctrica...

Según la clase de enlace las sustancias se clasifican en: Sustancias iónicas, Sustancias covalentes (moleculares o atómicas) y Metales.

Sustancias iónicas

Las propiedades más características de las sustancias iónicas son:

Estabilidad térmica

Todos los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente y sus puntos de fusión y de ebullición son elevados por las elevadas fuerzas de atracción entre los iones.

Mayor estabilidad térmica cuanto mayor es su punto de fusión.

Solubilidad

Muchos de los compuestos iónicos son solubles en agua u otros disolventes polares.

Cuando el sólido se introduce en el agua se produce la rotura de la red iónica por efecto de la interacción entre los iones del cristal y los dipolos del disolvente, los iones pasan a la disolución rodeados de moléculas de agua (están *solvatados*)

Conductividad eléctrica

Los compuestos iónicos no son conductores en estado sólido ya que en este estado los iones están fuertemente unidos entre sí en la red cristalina y no tienen capacidad de movimiento.

Esta situación cambia cuando dichos compuestos se encuentran fundidos o disueltos, donde los iones se desplazan (proceso de electrólisis, los compuestos iónicos se llaman ahora electrólitos).

Sustancias covalentes

Las sustancias covalentes pueden clasificarse en dos grupos:

Sustancias moleculares, formadas por moléculas en el sentido estricto.

Sustancias atómicas o sólidos reticulares, formados por redes de átomos, que no forman moléculas en el sentido estricto.

Sustancias moleculares

En este grupo están las sustancias covalentes como el He, Cl₂, O₂, N₂, H₂O, NH₃, H₂SO₄, C₄H₁₀ o el SO₃.

En condiciones estándar pueden ser gases (Cl₂, O₂, N₂, C₃H₈), líquidos (H₂O, Br₂, C₂H₅OH) o sólidos (I₂, S₈, P₄).

En estado sólido todos forman redes cristalinas formadas por moléculas.

Sus puntos de fusión y de ebullición son generalmente bajos, ya que sus fuerzas intermoleculares son débiles.

Por lo general son insolubles en disolventes polares y soluble en disolventes orgánicos (benceno, hexano, tetracloruro de carbono)

Sustancias atómicas (sólidos reticulares o sólidos covalentes)

En este grupo se encuentran los elementos carbono (en sus formas cristalinas diamante y grafito), boro, silicio, germanio y los compuestos SiO₂ o SiC.

En condiciones estándar forman redes cristalinas en cuyos nudos hay átomos unidos por enlaces covalentes.

Por tener sólo enlaces covalentes tienen elevados puntos de fusión (entre 1200°C o 3600°C, el SiO₂ 1610°C).

No son conductores de la electricidad, sus electrones localizados en los enlaces covalentes carecen de movilidad.

Insolubles en cualquier disolvente.

Dureza elevada.

Metales

Los elementos metálicos como Na, Al, Zn, Ag, Pt, Au... tienen las siguientes propiedades:

Puntos de fusión y de ebullición elevados.

Alta conductividad eléctrica, por la movilidad de sus electrones.

Alta conductividad térmica

Buenas propiedades mecánicas (ductilidad y maleabilidad), útiles en aplicaciones técnicas.

Densidad elevada, especialmente en los metales de transición.

Problemas

1. Explica por qué el cloro, el bromo y el yodo tienen covalencias 1, 3, 5 y 7 mientras que el flúor sólo tiene covalencia 1.

2. Realiza un esquema de los electrones implicados en los enlaces covalentes de las moléculas de agua y eteno.
3. Escribe las estructuras electrónicas de los iones S^{2-} , Zn^{2+} y F^{3+} . Indica a qué gas noble corresponde cada una de ellas.
4. Escribe las estructuras de Lewis de las moléculas y compuestos siguientes: $SeCl_2$, AsH_3 , H_2O_2 , H_2SO_3 , $HClO_3$ y BF_4^- .
5. Entre las siguientes moléculas, indica en cuáles todos los enlaces son simples, en cuál existe algún enlace doble y en cuál hay algún enlace triple: F_2 , CS_2 , C_2H_4 , C_2H_6 , C_2H_2 , H_2S , CCl_4 y PH_3 .
6. Deduce las formas geométricas de las siguientes especies químicas: $AsCl_3$, CS_2 , BiH_3 , HCN , NF_3 , ClO^- , SO_3^{2-} , NO_2^+ .
7. Representa las estructuras de resonancia posibles de las siguientes especies químicas: NO_2^- , O_3 , SO_3 .
8. Ordena los siguientes enlaces según su polaridad creciente, teniendo en cuenta la electronegatividad de los elementos enlazados: $S - Cl$, $Cl - O$, $Be - I$, $N - F$, $As - F$. Califica cada uno como iónico, bastante iónico, algo iónico o covalente puro.
9. Describe la forma geométrica de las siguientes moléculas y razona si presentan o no momento bipolar resultante: NH_3 , $SnBr_2$, H_2S , CO_2 .
10. Clasifica las sustancias siguientes según sean iónicas, covalentes, moleculares polares o apolares, covalentes atómicas y metálicas. Indica los tipos de enlaces presentes en ellas y ordénalas según su punto de fusión creciente: amoníaco, sulfito de potasio, nitruro de boro, cinc, neón, bromuro de hidrógeno, dióxido de azufre y sodio.

TERMODINAMICA

En las reacciones no sólo interesan las transformaciones de la materia, sino también el intercambio de energía, especialmente en forma de calor, que sucede al mismo tiempo.

Las reacciones *endotérmicas* sólo se realizan si se suministra calor a los reactivos. Mientras que las reacciones *exotérmicas* son aquellas que desprenden calor cuando forman nuevas sustancias.

La **termodinámica** es la ciencia que estudia de los cambios de energía que se producen en los procesos físicos y químicos.

La **termoquímica** es la parte de la química que estudia los cambios de calor que suceden en las reacciones químicas.

Un proceso termodinámico es una transformación en la que un sistema intercambia energía con su entorno, pasando desde un estado inicial de equilibrio a otro estado final de equilibrio.

Primer principio de termodinámica

La energía no se crea ni se destruye, por lo que, en cualquier proceso termodinámico, la cantidad total de energía del universo se mantiene constante.

Hay procesos en los que se relacionan trabajo y calor con la energía total del sistema (energía interna, U) y el primer principio de termodinámica se expresa de la siguiente forma:

La variación de energía interna, ΔU , de un sistema es igual a la suma del calor, Q, intercambiado entre el sistema y su entorno y el trabajo, W, realizado por el sistema.

$$\Delta U = Q + W$$

Criterio de signos

El flujo de calor y el de trabajo desde el entorno y hacia el sistema son positivos.

El flujo de calor y el de trabajo desde el sistema hacia el entorno son negativos.

Si el sistema absorbe calor y realiza trabajo, $Q > 0$ y $W < 0$

Si el sistema cede calor y se realiza trabajo sobre él, $Q < 0$ y $W > 0$

Aplicaciones del primer principio de termodinámica

Ciertos procesos tienen especial interés debido a las condiciones en que suceden.

Procesos Isotérmicos
Se producen sin variación de temperatura $\Delta U = 0 \rightarrow Q = -W$ El calor intercambiado entre el sistema y el entorno es igual al trabajo desarrollado
Procesos Adiabáticos
Se producen sin transferencia de calor $Q = 0 \rightarrow \Delta U = W$ La variación de energía interna del sistema es igual al trabajo desarrollado
Procesos Isocóricos
Se producen a volumen constante $\Delta V = 0 \rightarrow W = -P \Delta V = 0$; $\Delta U = Q + W \rightarrow \Delta U = Q_v + 0 \rightarrow \Delta U = Q_v$ El calor intercambiado es el calor a volumen constante, Q_v . El calor a volumen constante, Q_v , es la variación de energía interna
Procesos Isobáricos
Se producen a presión constante $W = -P \Delta V$ El calor intercambiado a presión constante es Q_p , $\Delta U = Q + W = Q_p - P \Delta V \rightarrow Q_p = \Delta U + P \Delta V$ El término $U + PV$ recibe el nombre de entalpía . Se representa por H . El calor a presión constante es la variación de su entalpía. $\Delta H = \Delta U + P \Delta V$

Relación entre Q_p y Q_v

En los procesos a volumen constante: $\Delta U = Q_v$

En los procesos a presión constante: $\Delta H = Q_p = \Delta U + P \Delta V$ si sustituimos $\Delta U = Q_v$

$$Q_p = Q_v + P \Delta V$$

Reacciones químicas a volumen constante o a presión constante

En el laboratorio, las reacciones se pueden realizar a presión constante o a volumen constante. La más habitual es la reacción a presión constante.

Reacciones a volumen constante $\Delta U = Q_v$

En las reacciones exotérmicas, como $Q_v < 0$, $\Delta U < 0$

En las reacciones endotérmicas, como $Q_v > 0$, $\Delta U > 0$

Reacciones a presión constante $\Delta H = Q_p$

En las reacciones exotérmicas, $\Delta H < 0$

En las reacciones endotérmicas, $\Delta H > 0$

La relación entre Q_v y Q_p tiene especial interés cuando participan gases ideales, donde

$$P\Delta V = \Delta n RT$$

$$Q_p = Q_v + P\Delta V; \quad Q_p = Q_v + \Delta n RT$$

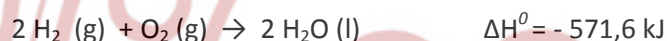
Lógicamente si la variación del número de moles es cero $Q_p = Q_v$

Entalpía estándar de reacción

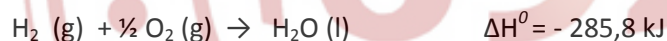
Se ha comprobado que el calor transferido en una reacción depende del estado físico de los reactivos y de los productos. Por tal motivo, se hace necesario establecer por convenio un estado físico estándar para las sustancias, para que en cada reacción sea un valor constante de ΔH , a la que llamaremos entalpía estándar de reacción, ΔH^0 .

La **entalpía estándar de reacción, ΔH^0** , es la variación de entalpía en una reacción donde los reactivos en estado estándar se transforman en productos en estado estándar.

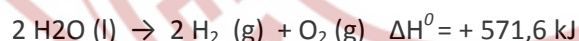
Las ecuaciones termoquímicas reflejan el estado físico de las sustancias y la entalpía de la reacción. Por ejemplo:



Si multiplicamos todos los términos de la ecuación por un mismo factor, ΔH^0 , también queda multiplicada por ese valor. De esta forma:

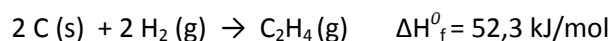


Si se invierten los dos miembros de la ecuación, la variación de entalpía, ΔH^0 , mantiene su valor absoluto pero cambia de signo. En el ejemplo que estamos viendo sería:



Entalpía estándar de formación

La **Entalpía estándar de formación** de una sustancia, ΔH_f^0 , es la variación de entalpía correspondiente a la formación de un mol de sustancia en su estado estándar a partir de sus elementos en dicho estado. Se mide en kJ/mol



Entalpía estándar de combustión

La **Entalpía estándar de combustión** de una sustancia, o calor de combustión, es la variación de entalpía que se produce cuando se quema un mol de sustancia en condiciones estándar. Se

mide en kJ/mol. Todas las entalpías de combustión son negativas, ya que toda combustión es exotérmica.

Ley de Hess

La ley de Hess (1802 – 1850) dice: *Si una reacción puede producirse en varias etapas, su variación de entalpía es igual a la suma de las entalpías de reacción de estas reacciones intermedias.*

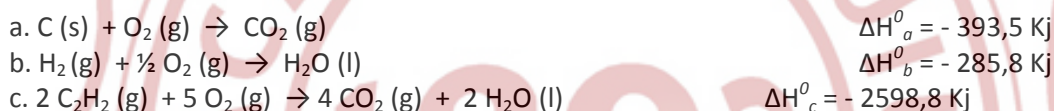
Si una reacción a puede considerarse como la suma de otras reacciones b, c, d... se cumplirá que:

$$\Delta H_a = \Delta H_b + \Delta H_c + \Delta H_d + \dots$$

En la práctica, antes de sumar las reacciones es necesario introducir coeficientes o invertir alguna reacción.

Ejemplo 1

La reacción de síntesis del acetileno, C_2H_2 , es $2C(s) + H_2(g) \rightarrow C_2H_2(g)$. Calcula su variación de entalpía a partir de las siguientes ecuaciones:



La reacción de síntesis se puede obtener a partir de $2a + b - \frac{1}{2} c$, por lo tanto su variación de entalpía es:

$$\Delta H^0 = 2\Delta H_a^0 + \Delta H_b^0 - \frac{1}{2} \Delta H_c^0 = +226,6 \text{ kJ}$$

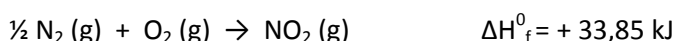
Cálculo de la entalpía estándar de reacción a partir de las entalpías estándar de formación

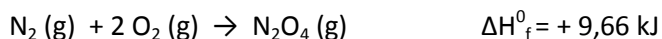
La variación de la entalpía estándar de una reacción es igual a la suma de las entalpías molares estándar de formación de los productos menos la suma de las entalpías molares estándar de formación de los reactivos, multiplicadas respectivamente, por los coeficientes estequiométricos que figuren en la ecuación ajustada.

$$\Delta H_{\text{reacción}}^0 = \sum n \Delta H_{\text{f productos}}^0 - \sum m \Delta H_{\text{f reactivos}}^0$$

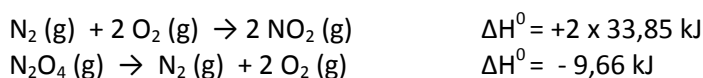
Ejemplo 2

La descomposición del $N_2O_4(g)$ en $NO_2(g)$ se produce según la ecuación: $N_2O_4(g) \rightarrow 2 NO_2(g)$. Calcula su entalpía de reacción a partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas de formación:





Si multiplicamos a la primera reacción por 2 e invertimos el sentido de la segunda y sumamos, obtendremos la ecuación del proceso de descomposición del $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$.



Entalpía de enlace

Cálculo de la entalpía estándar de reacción a partir de las entalpías de enlace

Teniendo en cuenta que la ruptura de enlaces supone un consumo de energía y la formación de enlaces supone un desprendimiento de energía, podemos decir que la **variación de entalpía** en una reacción depende de la energía consumida por un lado y la desprendida por otro.

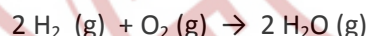
Estas energías se expresan mediante **entalpías de enlace**, por lo que:

$$\Delta H_{\text{reacción}}^\circ = \sum m \Delta H_{\text{enlaces rotos}} - \sum n \Delta H_{\text{enlaces formados}}$$

La variación de entalpía estándar en una reacción es igual a la diferencia entre la suma de las entalpías de los enlaces que se rompen en los reactivos y la suma de las entalpías de los enlaces que se forman en los productos.

Ejemplo 3

Calcula la variación de entalpía estándar para la combustión del hidrógeno, según la reacción:



Datos: $\Delta H_{\text{H-H}} = 436,4 \text{ kJ/mol}$ $\Delta H_{\text{O=O}} = 498,7 \text{ kJ/mol}$ $\Delta H_{\text{O-H}} = 460 \text{ kJ/mol}$

$$\Delta H_{\text{reacción}}^\circ = \sum m \Delta H_{\text{enlaces rotos}} - \sum n \Delta H_{\text{enlaces formados}}$$

$$\Delta H_{\text{reacción}}^\circ = 2 \Delta H_{\text{H-H}} + \Delta H_{\text{O=O}} - 4 \Delta H_{\text{O-H}} = 2 \cdot 436,4 + 498,7 - 4 \cdot 460 = - 468,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ = - 468,5 \text{ kJ/mol}$$

Entropía

La entropía, S, es una función de estado que mide el grado de desorden molecular de los sistemas.

Una función de estado es una variable termodinámica cuyo valor sólo depende del estado actual del sistema y no del procedimiento por el que el sistema llegó a dicho estado

En términos generales, la entropía **aumenta** cuando el sistema se desordena y **disminuye** cuando aumenta el orden molecular.

Si se pasa de reactivos en estado gaseoso a productos sólidos la entropía del sistema ha disminuido ya que ha disminuido el desorden (aumentado el orden) molecular .

Si se pasa de reactivos en estado sólido a productos en estado gaseoso se produce un aumento del desorden y por lo tanto un aumento de la entropía.

Variación de la entropía en los procesos químicos:

En los procesos reversibles

$\Delta S = S - S_0 = Q / T$ Siendo Q el calor intercambiado reversiblemente y T la temperatura absoluta

En los procesos irreversibles

$\Delta S > Q / T$

Entropía molar estándar

A diferencia de la energía interna o de la entalpía, es posible conocer el valor de la entropía de una sustancia a una temperatura y presión determinadas.

La **entropía molar estándar, S^0** , de una sustancia es la entropía de un mol de dicha sustancia a la presión de 1 atm y a la temperatura de 25°C.

Entropía estándar de reacción

$$\Delta S^0_{\text{reacción}} = \sum n S^0_{\text{productos}} - \sum m S^0_{\text{reactivos}}$$

La *variación de la entropía estándar en una reacción, ΔS^0 , es igual a la suma de las entropías molares estándar de los productos menos la suma de las entropías molares estándar de los reactivos, multiplicadas por los coeficientes estequiométricos correspondientes.*

Entalpía libre

La relación entre la variación de entalpía de un proceso, ΔH , y la variación de entropía, ΔS , se establece mediante una nueva función de estado denominada entalpía de Gibbs o simplemente, entalpía libre, G. su valor se expresa como:

$$G = H - T S$$

La expresión de la variación de la entalpía libre a presión y temperaturas constantes recibe el nombre de Ecuación de Gibbs- Helmholtz:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

Variación de entalpía libre y espontaneidad

La variación de entalpía libre proporciona un criterio de validez general que permite conocer fácilmente la espontaneidad o no espontaneidad de un proceso cuando se produce a presión y temperatura constantes.

Los procesos espontáneos son aquellos en los que hay una disminución de la entalpía libre ($\Delta G < 0$).

- Si $\Delta G < 0$, el proceso es espontáneo.
- Si $\Delta G > 0$, el proceso no es espontáneo. El proceso inverso sí será espontáneo.
- Si $\Delta G = 0$, el proceso se encuentra en equilibrio.

Es importante decir que aunque para determinados procesos donde ΔG sea negativo y por lo tanto espontáneo, esto no indica nada sobre cuál será su velocidad de reacción.

Así, una mezcla de propano y oxígeno pueden estar sin reaccionar de forma indefinida, a pesar de ser el proceso espontáneo.

ΔH	ΔS	Descripción del proceso	Temperatura	ΔG	Espontaneidad
< 0	> 0	Exotérmico y produce desorden	Cualquiera	$\Delta G < 0$	Espontáneo
> 0	< 0	Endotérmico y produce orden	Cualquiera	$\Delta G > 0$	No Espontáneo
< 0	< 0	Exotérmico y produce orden	Baja	$\Delta G < 0$	Espontáneo
			Alta	$\Delta G > 0$	No Espontáneo
> 0	> 0	Endotérmico y produce desorden	Baja	$\Delta G > 0$	No Espontáneo
			Alta	$\Delta G < 0$	Espontáneo

Ejemplo 4:

Calcula a qué temperatura será espontánea la reacción de descomposición del carbonato de calcio, según la reacción



Calculamos la entalpía libre estándar $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 129,97 \text{ kJ}$

Como la reacción no es espontánea a 25°C ya que $\Delta G^\circ > 0$, determinamos a qué temperatura se cumplirá que $\Delta G^\circ = 0$;

$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 0$ y despejando T , $T = 834,8^\circ \text{C}$, a partir de esta temperatura el proceso será espontáneo.

Problemas

1. Cierta reacción química tiene lugar mediante absorción de 4,05 kJ a la presión constante de 1 atmósfera y con desprendimiento de gases que producen un aumento de volumen de 3 L. Determina el cambio de entalpía durante la reacción, el trabajo de expansión realizado y la variación de energía interna.

**4050 J, 303,9 J,
3746,1 J**

2. Formula la ecuación de combustión del butano, C_4H_{10} , y calcula cuántos gramos de esta sustancia hay que quemar para producir 350 kJ, sabiendo que su entalpía estándar de combustión es $\Delta H^\circ = -2887$ kJ/mol. Determina el calor que puede obtenerse al quemar 4 kg de gas en condiciones estándar.

**7,07 g,
1,96 10^5 kJ**

3. Formula las ecuaciones de combustión del etanol, C_2H_5OH (l), y del eteno, C_2H_4 (g), y calcula la entalpía estándar de la reacción del eteno con agua para producir etanol:

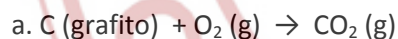


$$\Delta H^\circ_{\text{combustión del etanol}} = -1367 \text{ kJ}$$

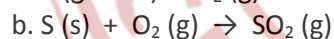
$$\Delta H^\circ_{\text{combustión del eteno}} = -1411 \text{ kJ}$$

- 44 kJ

4. Calcula la entalpía estándar de la reacción de síntesis del disulfuro de carbono, CS_2 (l), a partir de sus elementos C (grafito) y azufre, S (s), conociendo los siguientes datos:



$$\Delta H^\circ = -393,5 \text{ kJ}$$



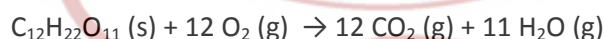
$$\Delta H^\circ = -296,1 \text{ kJ}$$



$$\Delta H^\circ = -1072 \text{ kJ}$$

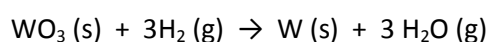
- 86,3 kJ

5. Calcula la entalpía estándar de formación de la sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$ (s), sabiendo que la combustión de un mol de ésta en condiciones estándar, produce 5160,2 kJ según la reacción:



**-
2221,6 kJ**

6. El wolframio que se emplea en los filamentos de lámparas de incandescencia se prepara por reducción del óxido de wolframio (VI), WO_3 (s), con hidrógeno a alta temperatura, según la reacción:



$$\Delta H^\circ = 114,9 \text{ kJ}$$

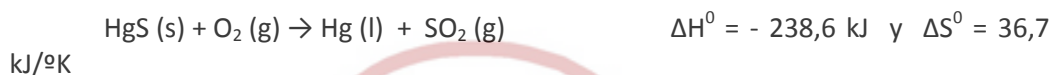
Si $\Delta H^\circ_f H_2O(g) = -241,8$ kJ/mol, calcula cuál es el valor de la entalpía estándar de formación del WO_3 .

- 840,3 kJ/mol

7. Dada la reacción $\text{NH}_3 (\text{g}) + \text{HCl} (\text{g}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} (\text{s})$, calcula la entalpía libre estándar de la reacción sabiendo que $\Delta S^\circ = - 284,6 \text{ J/}^\circ\text{K}$ y $\Delta H^\circ = - 176,9 \text{ kJ}$. Indica si la reacción es espontánea.

-
92,09 kJ. si

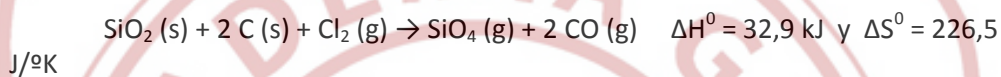
8. En la reacción de tostación del sulfuro de mercurio (II)



Indica a partir de qué temperatura la reacción estándar será espontánea.

- 6,5 °K

9. Para la reacción estándar:



Indica a partir de qué temperatura la reacción será espontánea.

145 °K

10. En la reacción



Indica la variación de energía libre estándar.

-86,8 °K

EQUILIBRIO QUÍMICO

Las reacciones estudiadas hasta ahora comenzaban con unos reactivos y terminaban cuando uno o todos los reactivos se consumían por completo. Estas reacciones sólo tienen un sentido y por eso se les llama **irreversibles**.

Reacciones reversibles

Las **reacciones reversibles** son aquellas en las que los reactivos no se transforman totalmente en productos, ya que éstos vuelven a formar los reactivos, dando lugar así a un proceso de doble sentido que conduce a un equilibrio químico.

La reacción reversible se representa con el signo $\leftrightarrow$ entre los dos miembros de la reacción.

El **estado de equilibrio químico** de una reacción reversible es el estado final del sistema en el que las velocidades de reacción directa e inversa son iguales y las concentraciones de las sustancias que intervienen permanecen constantes.

En el equilibrio $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{SO}_3 (\text{g})$

Comienza la reacción directa en la que se forma el trióxido a una velocidad v_d , esta velocidad con el tiempo disminuye, a la vez que lo hacen las concentraciones de oxígeno y del dióxido. A su vez el trióxido formado se descompone produciendo oxígeno y dióxido de azufre, a una velocidad v_i , esta velocidad aumentará y pasado un tiempo v_d y v_i serán iguales. A partir de ahora las concentraciones de las tres sustancias permanecerán constantes.

El equilibrio químico es un estado dinámico, ya que hay una continua transformación de las sustancias en los dos sentidos de la reacción reversible.

La constante de equilibrio K_c

El cociente entre las concentraciones de productos y reactivos en el equilibrio es constante, a una determinada temperatura. Este cociente es la constante de equilibrio K_c . Para el equilibrio anterior



La K_c será, $K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}$

Las unidades de K_c son las de sustituir las concentraciones en la expresión, aunque normalmente suele dejarse como adimensional.

Equilibrios Homogéneos

Un **equilibrio homogéneo** es cuando todas las especies químicas se encuentran en la **misma fase**.

Para cualquier equilibrio $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$ su constante de equilibrio será

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Los exponentes de las concentraciones molares coinciden con los coeficientes estequiométricos de las sustancias de la reacción química ajustada.

Esta expresión se conoce como ley de acción de masas.

Significado de la K_c

El valor de K_c depende de la formulación de la reacción estequiométrica y del orden de los miembros de la reacción.

- Si la K_c es muy grande ($K_c \gg 1$) el equilibrio está desplazado hacia la derecha.
- Si la K_c es muy pequeño ($K_c \ll 1$) el equilibrio está desplazado hacia la izquierda.

Si se invierte el orden de los reactivos y de los productos en una reacción reversible, la nueva constante de equilibrio es igual al valor inverso de la constante de equilibrio anterior.



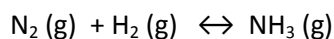
Si los coeficientes de una reacción reversible se **multiplican** por un número **n**, el valor de la nueva constante es igual a la anterior pero **elevada al exponente n**.



Ejemplo 1

En un recipiente vacío de 5 L se ha colocado una mezcla de nitrógeno e hidrógeno a 500°C. Al alcanzarse el equilibrio se ha comprobado la presencia de 84,28 g de N₂ (g), 4,20 g de H₂ (g) y 9,61 g de NH₃ (g).

Calcula el valor de la constante de equilibrio K_c para la temperatura dada.



Datos. Masas atómicas N = 14

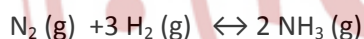
H = 1

Calcularemos en primer lugar el número de moles de cada especie en el equilibrio y posteriormente sus concentraciones:

$$n(\text{N}_2) = 84,28 \frac{1 \text{ mol}}{28 \text{ g}} = 3,01 \text{ mol} \quad [\text{N}_2] = \frac{3,01 \text{ mol}}{5,00 \text{ L}} = 0,602 \text{ M}$$

$$n(\text{H}_2) = 4,20 \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ g}} = 2,10 \text{ mol} \quad [\text{H}_2] = \frac{2,10 \text{ mol}}{5,00 \text{ L}} = 0,420 \text{ M}$$

$$n(\text{NH}_3) = 9,61 \frac{1 \text{ mol}}{17 \text{ g}} = 0,565 \text{ mol} \quad [\text{NH}_3] = \frac{0,565 \text{ mol}}{5,00 \text{ L}} = 0,113 \text{ M}$$



Sustituimos las concentraciones de equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] [\text{H}_2]^3} = 0,286 \text{ L}^2 \text{mol}^{-2}$$

Ejemplo 2

Se han introducido en un recipiente vacío de 4 L 15,64 g de amoníaco y 9,80 g de nitrógeno. El equilibrio se alcanza a cierta temperatura cuando en el recipiente hay 0,70 moles de amoníaco. Calcula el valor de la K_c para la disociación del amoníaco. Determina el grado de disociación del amoníaco.



Datos. Masas atómicas N = 14

H = 1

Expresaremos en moles las cantidades dadas

$$n_o(\text{NH}_3) = 15,64 \frac{1 \text{ mol}}{17 \text{ g}} = 0,92 \text{ mol}$$

$$n_0(\text{N}_2) = 9,80 \frac{1 \text{ mol}}{28 \text{ g}} = 0,35 \text{ mol}$$

Preparamos una tabla con los datos obtenidos hasta ahora

	NH ₃	N ₂	H ₂
Moles iniciales (n ₀)	0,92	0,35	0
Cambios para llegar al equilibrio (mol)			
Moles en equilibrio (n)	0,70		
Concentraciones			

	NH ₃	N ₂	H ₂
Moles iniciales (n ₀)	0,92	0,35	0
Cambios para llegar al equilibrio (mol)	0,92 - 0,70 = - 0,22	0,11	0,33
Moles en equilibrio (n)	0,70	0,35 + 0,11	0 + 0,33
Concentraciones	0,70/4 = 0,175	0,46 /4 = 0,115	0,33/4 = 0,083

Cambios para llegar al equilibrio

Por cada mol de nitrógeno se han formado 3 moles de hidrógeno

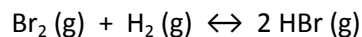
$$K_c = \frac{[\text{N}_2] [\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{0,115 \cdot 0,083^3}{0,175^2} = 2,15 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$$

El grado de disociación α , es el cociente entre la variación del número de moles y el número de moles iniciales

$$\alpha = \frac{\Delta n}{n_0} = \frac{0,22}{0,92} = 0,2391 = 23,91\%$$

Ejemplo 3

En un recipiente de 0,5 L se introducen 2 moles de bromo y 3 moles de hidrógeno. Al alcanzarse el equilibrio a cierta temperatura, el valor de K_c es de 0,50. Calcula las concentraciones de las tres sustancias presentes en el equilibrio:



	Br_2	H_2	HBr
Moles iniciales (n_0)	2	3	0
Cambios para llegar al equilibrio (mol)	- x	- x	2x
Moles en equilibrio (n)	2 - x	3 - x	2x
Concentraciones	$2 - x / 0,5$	$3 - x / 0,5$	$2x / 0,5$

$$K_c = \frac{(2x/0,5)^2}{(2-x)/0,5 \cdot (3-x)/0,5} = 0,50 \rightarrow x = 0,64$$

$$[\text{Br}_2] = \frac{2 - 0,64}{0,5} = 2,72 \text{ M} \quad [\text{H}_2] = 4,72 \text{ M} \quad [\text{HBr}] = 2,56 \text{ M}$$

La constante de equilibrio K_p

Hasta ahora hemos expresado la constante de equilibrio en función de las concentraciones molares, constante que hemos denominado K_c .

Ahora bien, cuando se trata de gases en equilibrio, es habitual y útil introducir otra constante, que se expresa en función de las presiones parciales de los gases de la mezcla. A esta nueva constante se le denomina K_p .

En general, para un sistema en equilibrio homogéneo entre gases:



La constante de equilibrio, K_p , se define del modo siguiente:

$$K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b} \quad \text{total}$$

donde P_i son las presiones parciales
 $P_i = X_i P$ Siendo X_i la fracción molar y P la presión

Es característica de cada equilibrio, aunque depende de los coeficientes estequiométricos.

Varía con la temperatura.

Es independiente de las cantidades iniciales de reactivos y productos.

Las unidades de K_p son las que se obtienen de sustituir las presiones en atmósferas en la expresión de K_p , aunque es habitual considerarla como adimensional, sin serlo.

Relación entre K_c y K_p

Existe una relación entre las dos constantes estudiadas anteriormente.

En general, para un sistema en equilibrio homogéneo entre gases:

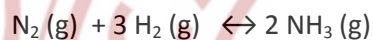


$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \quad \text{ó} \quad K_c = K_p (RT)^{-\Delta n}$$

En el caso de que $\Delta n = 0$, entonces $K_p = K_c$

Ejemplo 4

En un recipiente de 2 L se mezcla una cierta cantidad de $N_2(g)$ y de $H_2(g)$ y se eleva la temperatura a 1000° K hasta que el sistema alcanza el equilibrio.



A esta temperatura, el valor de K_c es de $2,37 \cdot 10^{-3} \text{ L}^2 \text{ mol}^{-2}$. Calcula el valor de K_p .

La variación del número de moles es $\Delta n = 2 - (1 + 3) = -2$

Si $R = 0,082 \text{ atm L } ^\circ\text{K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

$$K_p = K_c RT^{\Delta n} = 3,52 \cdot 10^{-7} \text{ atm}^{-2}$$

Ejemplo 5

En un recipiente se han introducido 2 moles de N_2O_4 y se ha alcanzado el equilibrio



cuando la presión total es de 0,1 atm. Si K_p es 0,17 atm, calcula el grado de disociación del N_2O_4 y las presiones parciales de los dos gases en el equilibrio.

	N_2O_4	NO_2
Moles iniciales, n_0	2	0
Cambios para llegar al equilibrio	- x	+ 2x
Moles en equilibrio, n	2 - x	2x
Fraciones molares	$X = \frac{2 - x}{2 - x + 2x}$	$X = \frac{2x}{2 - x + 2x}$
Presiones parciales	$P_p = \frac{2 - x}{2 - x + 2x} \cdot 0,1$	$P_p = \frac{2x}{2 - x + 2x} \cdot 0,1$

$$K_p = \frac{P^2 (\text{N}_2\text{O}_4)}{P (\text{NO}_2)} = 0,17$$

De donde $x_1 = -1,09$ y $x_2 = +1,09$ (la solución negativa no será tenida en cuenta)

El grado de disociación será $\alpha = \Delta n / n_0 = x / 2 = 1,09 / 2 = 0,55 = 55\%$

Las presiones parciales serán: $P(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,029 \text{ atm}$ y la $P(\text{NO}_2) = 0,071 \text{ atm}$

Equilibrios Heterogéneos

Un sistema químico está en equilibrio heterogéneo cuando las sustancias presentes en él no están en la misma fase.



En estos equilibrios las constantes K_p y K_c sufren modificaciones ya que las concentraciones en equilibrio de las sustancias sólidas son constantes (iguales).

$$K_c = [\text{CO}_2] \quad K_p = P (\text{CO}_2)$$

Para cualquier equilibrio heterogéneo en las expresiones de K_c y K_p no se incluyen las concentraciones ni las presiones parciales de las sustancias sólidas o líquidas.

Entalpía libre y constante de equilibrio

En todo proceso químico y para cualquier valor de las presiones o concentraciones, el cambio de entalpía libre o la entalpía libre estándar están relacionadas mediante la expresión:

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln K$$

donde ΔG es el cambio de entalpía libre

ΔG^0 es el cambio de entalpía libre estándar

$R = 8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ } ^\circ\text{K}^{-1}$

K = constante de equilibrio, equilibrios en fase gaseosa $k = k_p$ y en disolución $k = k_c$

Si el sistema está en equilibrio $\Delta G = 0$ y $\Delta G^0 = -RT \ln K$

Cuando ΔG^0 es < 0 entonces K es > 1 . La reacción está desplazada hacia la formación de productos, $\rightarrow$

Cuando ΔG^0 es > 0 entonces K es < 1 . La reacción está desplazada hacia la formación de reactivos, $\leftarrow$

Ejemplo 6

Calcula el valor de K_p , a 25°C , para la reacción $\text{N}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{NO} (\text{g})$ sabiendo que en condiciones estándar ΔG^0 es $+ 173,1 \text{ kJ mol}^{-1}$.

De la expresión $\Delta G^0 = -RT \ln K_p$ despejaremos el valor de $\ln K_p$

$$\ln K_p = \frac{\Delta G^0}{-RT} = \frac{+ 173,1}{- 8,31 \cdot 298} = - 69,90 \quad \text{De donde } K_p = e^{-69,90} = 4,39 \cdot 10^{-31}$$

Un valor de K_p tan pequeño indica que en el equilibrio la cantidad de NO presente es muy pequeña.

Alteración del equilibrio. Principio de Le Chatelier

Una alteración externa de los factores (temperatura, presión o concentraciones) que intervienen en un equilibrio induce un reajuste del sistema para reducir el efecto de dicha alteración y establecer un nuevo estado de equilibrio.

Supongamos el equilibrio $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$ $\Delta H^0 = - 92,6 \text{ kJ}$

Analizaremos como evoluciona el sistema ante la variación de alguno de los factores que intervienen en el equilibrio.

Variación de las concentraciones:

- Si aumenta la concentración de amoníaco, el sistema evolucionará hacia $\leftarrow$, para consumir dicho aumento.
- Si aumenta la concentración de nitrógeno o de hidrógeno o disminuye la de amoníaco, el sistema evolucionará hacia $\rightarrow$.

Variación de la presión:

- Si **aumenta** la presión, el sistema se desplaza en el sentido en que hay una **disminución del número de moles** de gas, en nuestro caso, el sistema se desplazará hacia $\rightarrow$
- Si **disminuye** la presión, el sistema se desplaza en el sentido en que hay un **aumento del número de moles** de gas, en nuestro caso, el sistema se desplazará hacia $\leftarrow$

Cambios de temperatura:

- Si **aumenta** la temperatura, el sistema se desplaza en el sentido de la reacción **endotérmica**. En nuestro caso hacia $\leftarrow$
- Si **disminuye** la temperatura, el sistema se desplaza en el sentido de la reacción **exotérmica**. En nuestro caso hacia $\rightarrow$

Ejemplo 7

Dado el sistema en equilibrio $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{NO}_2 (\text{g})$ $\Delta H^0 = 58,0 \text{ kJ}$ predice el sentido del sistema si:

- aumenta la concentración de NO_2 .
- disminución de la presión.
- aumento de la temperatura del sistema.
- adición de helio

Razona las respuestas basándote en el principio de Le Chatelier.

- si aumenta la concentración de NO_2 , el sistema evoluciona hacia la izquierda para consumir el aumento
- si disminuye la presión, el sistema se desplaza hacia donde aumente el número de moles, hacia la derecha
- si aumenta la temperatura el sistema, el sistema evoluciona hacia la reacción endotérmica, por lo tanto hacia la derecha
- si se añade helio, no se modifican las concentraciones molares de los gases, no altera el equilibrio

Problemas

1. Para el equilibrio $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{NO}_2 (\text{g})$ la K_c es $4,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ a 22°C .

Calcula las concentraciones de equilibrio para los dos gases si en un recipiente de 0,60 L se introducen 0,80 moles de tetróxido de dinitrógeno.

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 1,295 \text{ M} \quad [\text{NO}_2] = 0,077 \text{ M}$$

2. En el equilibrio $\text{SO}_2 (\text{g}) + \text{NO}_2 (\text{g}) \leftrightarrow \text{SO}_3 (\text{g}) + \text{NO} (\text{g})$ la mezcla contiene 0,15 moles de SO_2 , 0,30 moles de NO_2 , 0,60 moles de SO_3 y 0,45 moles de NO en un matraz de 0,75 L. Sin modificar la temperatura se añaden 0,30 moles de SO_3 a la mezcla en equilibrio. Calcula las nuevas concentraciones cuando se restablezca el equilibrio.

$$[\text{SO}_2] = 0,243 \text{ M} \quad [\text{NO}_2] = 0,443 \text{ M} \quad [\text{SO}_3] = 1,157 \text{ M} \quad [\text{NO}] = 0,557 \text{ M}$$

3. En un recipiente de 1 L se introdujo a cierta temperatura 1 mol de PCl_5 y se estableció el equilibrio $\text{PCl}_5 (\text{g}) \leftrightarrow \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$

Si la K_c vale $0,045 \text{ mol L}^{-1}$ a dicha temperatura, calcula las concentraciones de las tres sustancias en el equilibrio.

$$[\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2] = 0,19 \text{ M} \quad [\text{PCl}_5] = 0,81 \text{ M}$$

4. El equilibrio $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{NO}_2 (\text{g})$ tiene una K_c de $5,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ a 25°C . Calcula el grado de disociación del N_2O_4 a dicha temperatura si la concentración inicial era de $0,022 \text{ mol L}^{-1}$.

$$\alpha = 0,24 \text{ (24\%)}$$

5. Para el equilibrio $\text{NH}_4\text{HS} (\text{s}) \leftrightarrow \text{NH}_3 (\text{g}) + \text{H}_2\text{S} (\text{g})$, la K_p tiene un valor de $0,12 \text{ atm}^2$ a 25°C .

Calcula el valor de K_c para el mismo equilibrio a dicha temperatura.

$$2,01 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$$

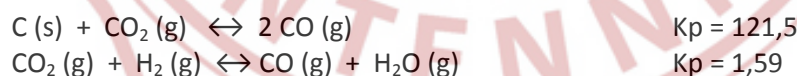
siendo su K_p igual a $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$. Calcula las presiones parciales y la presión total en el equilibrio.

$$P(\text{COCl}_2) = 0,969 \text{ atm} \quad P(\text{CO}) = P(\text{Cl}_2) = 0,031 \text{ atm} \quad P = 1,031 \text{ atm}$$

7. Una muestra de $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$, en un recipiente cerrado a 298°K , alcanza el equilibrio de disociación $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{NO}_2 (\text{g})$. A esta temperatura tiene una K_p de $0,140 \text{ atm}$. Calcula las presiones parciales de cada gas si la presión total es de 2 atm .

$$1,54 \text{ atm}; 0,46 \text{ atm}$$

8. Dadas las reacciones reversibles siguientes y sus respectivas constantes K_p a 1000°C :



Calcula el valor de K_p , a la misma temperatura, para la reacción:



$$76,4 \text{ atm}$$

9. Dada la reacción $2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \leftrightarrow 2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$, para la que se sabe que la ΔG° es de $474,4 \text{ kJ}$, calcula el valor de la constante de equilibrio a 298°K .

$$6,34 \cdot 10^{-84}$$

10. Dado el sistema en equilibrio $\text{PCl}_5 (\text{g}) \leftrightarrow \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$ $\Delta H^\circ = 92,5 \text{ kJ}$

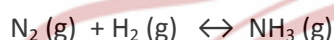
Razona como influirán en el sistema los siguientes cambios:

- a. Una disminución de temperatura
- b. Un aumento de presión
- c. Un aumento de la concentración de PCl_3 .
- d. Una disminución de PCl_5 .

Ejemplo 1

En un recipiente vacío de 5 L se ha colocado una mezcla de nitrógeno e hidrógeno a 500°C . Al alcanzarse el equilibrio se ha comprobado la presencia de 84,28 g de N_2 (g), 4,20 g de H_2 (g) y 9,61 g de NH_3 (g).

Calcula el valor de la constante de equilibrio K_c para la temperatura dada.



Datos. Masas atómicas $\text{N} = 14$ $\text{H} = 1$

Ejemplo 2

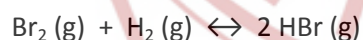
Se han introducido en un recipiente vacío de 4 L 15,64 g de amoníaco y 9,80 g de nitrógeno. El equilibrio se alcanza a cierta temperatura cuando en el recipiente hay 0,70 moles de amoníaco. Calcula el valor de la K_c para la disociación del amoníaco. Determina el grado de disociación del amoníaco.



Datos. Masas atómicas $\text{N} = 14$ $\text{H} = 1$

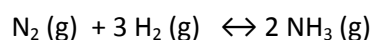
Ejemplo 3

En un recipiente de 0,5 L se introducen 2 moles de bromo y 3 moles de hidrógeno. Al alcanzarse el equilibrio a cierta temperatura, el valor de K_c es de 0,50. Calcula las concentraciones de las tres sustancias presentes en el equilibrio:



Ejemplo 4

En un recipiente de 2 L se mezcla una cierta cantidad de N_2 (g) y de H_2 (g) y se eleva la temperatura a 1000°K hasta que el sistema alcanza el equilibrio.



A esta temperatura, el valor de K_c es de $2,37 \cdot 10^{-3} \text{ L}^2 \text{mol}^{-2}$. Calcula el valor de K_p .

Ejemplo 5

En un recipiente se han introducido 2 moles de N_2O_4 y se ha alcanzado el equilibrio



cuando la presión total es de 0,1 atm. Si K_p es 0,17 atm, calcula el grado de disociación del N_2O_4 y las presiones parciales de los dos gases en el equilibrio.



ACIDO BASE

REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES

Teoría de Arrhenius

Según la Teoría de Arrhenius (químico sueco, 1859-1927) enunciada en 1884:

*Un **ácido** es toda sustancia que en disolución acuosa se disocia con formación de iones de hidrógeno, H^+ .*

*Una **base** es toda sustancia que en disolución acuosa se disocia con formación de iones hidróxido, OH^- .*

Limitaciones de la teoría de Arrhenius

Según Arrhenius, los conceptos de ácido y base dependen de la presencia de agua como disolvente. Pero en realidad, se conocen abundantes sustancias que se comportan como ácidos o como bases en ausencia de agua.

Existen sustancias con carácter ácido a pesar de no tener hidrógeno en su molécula (CO_2 , $SO_3...$) y sustancias de carácter básico sin contener iones OH^- en su molécula (NH_3 , Na_2CO_3 , $NaHCO_3...$)

Reacción de Neutralización

La reacción de neutralización tiene lugar cuando reacciona completamente un ácido con una base para producir una sal y agua.



*La **reacción de neutralización** consiste en la combinación del ión H^+ propio del ácido con el ión OH^- propio de la base para producir H_2O no disociada.*

Teoría de Brönsted-Lowry

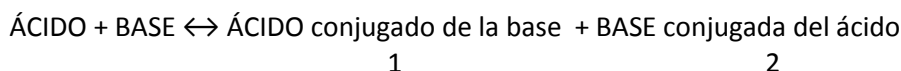
Enunciada en 1923 por el danés Brönsted (1879-1947) y por el inglés Lowry (1874-1936), amplía los conceptos expuestos por Arrhenius. Según esta teoría:

*Un **ácido** es toda especie química, molecular o iónica, capaz de ceder iones, H^+ , es decir, protones, a otra sustancia.*

*Una **base** es toda sustancia química, molecular o iónica, capaz de recibir H^+ de otra sustancia.*

Los conceptos de ácido y base son complementarios. El ácido actúa como dador de protones en presencia de alguna sustancia capaz de aceptarlos, la base.

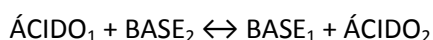
*La reacción **ácido-base** consiste en la transferencia de un protón desde un ácido a una base.*



1. El ácido formado cuando la base recibe un H^+ .

2. La base formada cuando el ácido cede un H^+ .

Un **par conjugado** está formado por un ácido y su base conjugada o bien, una base y su ácido conjugado.

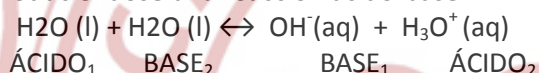


H_3O^+ = **ión oxonio**, el ión H^+ no parece que tenga existencia propia, ya que tiende a rodearse de moléculas de agua, hidratándose.

La **reacción de neutralización**, en la teoría de Brönsted-Lowry, consiste en la transferencia de un protón de un ácido a una base para originar un ácido conjugado de la base y una base conjugada del ácido.

Autoionización del agua

Se ha comprobado que el agua pura presenta una ligera conductividad eléctrica, indicio de que en ella existen iones en pequeña cantidad. Así el agua experimenta un proceso de **autoionización** en el que unas moléculas de agua transfieren protones a otras moléculas de agua, produciéndose una reacción ácido-base.



La constante para este equilibrio es K_w y se denomina, **producto iónico del agua** y su expresión es:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] \quad \text{y su valor a } 25^\circ \text{C es de } 10^{-14}$$

Disoluciones acuosas neutras, ácidas y básicas

En la reacción de autoionización por cada ión H_3O^+ se forma un ión OH^- , por lo tanto

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$$

Las disoluciones acuosas que cumplen esta condición se llaman **disoluciones neutras**.

En las **disoluciones ácidas** hay un exceso de iones oxonio, aunque el producto iónico del agua permanece constante.

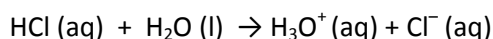
$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M} \quad \text{y} \quad [\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ M}$$

En las **disoluciones básicas** hay un exceso de iones OH^- , permaneciendo constante el producto iónico del agua.

$$[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ M} \quad \text{y} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ M}$$

Fuerza de los ácidos y de las bases

La tendencia de los ácidos a ceder protones es muy variable. Por ejemplo, el ácido clorhídrico, HCl, es un electrolito fuerte porque en disoluciones acuosas sus moléculas están ionizadas casi en su totalidad. Por tal motivo al ácido clorhídrico se le considera un ácido fuerte.



A diferencia del HCl, el ácido fluorhídrico es un ácido débil, tiene poca tendencia a ceder iones H^+ a las bases.

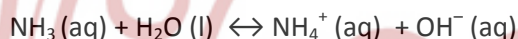


Los **ácidos fuertes** se ionizan completamente en las disoluciones acuosas, debido a su gran tendencia a ceder protones.

Los **ácidos débiles** sólo se ionizan parcialmente, por su escasa tendencia a ceder protones, apareciendo un equilibrio entre las moléculas no ionizadas y las ionizadas (los iones formados).

Las **bases fuertes** muestran gran tendencia a recibir protones de los ácidos.

Las **bases débiles** tienen poca tendencia a recibir protones y aparece un equilibrio entre sus componentes.



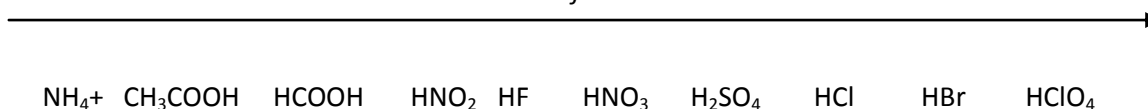
Ácidos fuertes	Ácidos débiles	Bases fuertes	Bases débiles
HCl HClO ₄ H ₂ SO ₄ HNO ₃ HClO ₃ HBr	HF CH ₃ COOH HCOOH HNO ₂	NaOH Ca(OH) ₂ Sr(OH) ₂ Ba(OH) ₂	NH ₃ Metilamina (CH ₃ NH ₂) Etilamina (C ₂ H ₅ NH ₂) Anilina (C ₆ H ₅ NH ₂)

Relación entre la fuerza de un ácido y la de su base conjugada

Cuanto más fuerte es el ácido, más débil es la base conjugada y viceversa. El ácido perclórico, muestra gran tendencia a ceder protones, por lo que el ión perclorato tendrá poca tendencia a recibir protones.

Cada ácido cederá protones a las bases de los ácidos más débiles que él

Aumento de la fuerza del ácido



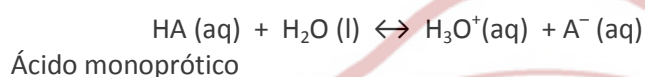
Ácidos y bases débiles. Constantes de ionización

La mayoría de los ácidos de Brönsted-Lowry son débiles, sólo se ionizan en una pequeña cantidad.

Veremos a continuación como se ionizan un ácido y una base débiles.

Ionización de un ácido débil

Utilizando una expresión general se expresará según el siguiente equilibrio:



Su constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]} \rightarrow K_c [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \rightarrow K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

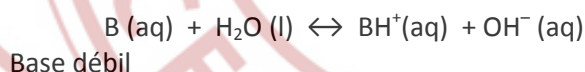
Donde K_a es la constante de ionización del ácido débil, o constante de acidez.

$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]$ son las concentraciones molares en el equilibrio.

$[\text{HA}]$ es la concentración del ácido no ionizado

Ionización de una base débil

De modo semejante, si consideramos el siguiente equilibrio:



$$K_c = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}][\text{H}_2\text{O}]} \rightarrow K_c [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]} \rightarrow K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

Donde K_b es la constante de ionización de la base débil, o constante de basicidad.

$[\text{BH}^+][\text{OH}^-]$ son las concentraciones molares en el equilibrio.

$[\text{B}]$ es la concentración de la base no ionizada.

Relación entre las constantes K_a , K_b y K_w

En todo proceso de ionización de un ácido débil y de su base conjugada se cumple que:

$$K_a K_b = K_w$$

Cálculo de la constante de ionización

Si tenemos el siguiente equilibrio:



	[HA]	[[H ₃ O ⁺]	[A ⁻]
Molaridad inicial (M)	M	0	0
Cambios para llegar al equilibrio	- x	+ x	X
Molaridad en equilibrio	M - x	x	X

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{x \cdot x}{M - x}$$

Ejemplo 1:

Se prepara una disolución 0,067 M de un ácido débil monoprótico y se comprueba que la concentración de los iones oxonio, H₃O⁺, en la disolución es de 5,31 · 10⁻⁵ M. Calcula la constante de ionización del ácido débil.

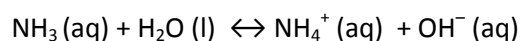


	[HA]	[[H ₃ O ⁺]	[A ⁻]
Molaridad inicial (M)	0,067	0	0
Cambios para llegar al equilibrio	- 5,31 · 10 ⁻⁵	+ 5,31 · 10 ⁻⁵	+ 5,31 · 10 ⁻⁵
Molaridad en equilibrio	0,067 - 5,31 · 10 ⁻⁵	+ 5,31 · 10 ⁻⁵	+ 5,31 · 10 ⁻⁵

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{x \cdot x}{M - x} = \frac{(5,31 \cdot 10^{-5})^2}{0,067 - 5,31 \cdot 10^{-5}} = 4,21 \cdot 10^{-8}$$

Ejemplo 2:

Calcula la concentración molar de cada especie presente en el equilibrio de ionización del amoníaco 0,1 M



$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{NH}_3] = M - X$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = X$$

$$K_b = \frac{x^2}{0,1 - x} = 1,8 \cdot 10^{-5} \quad \text{de donde } x = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{NH}_3] = 0,1 - 1,34 \cdot 10^{-3} = \mathbf{9,87 \cdot 10^{-2} \text{ M}} \quad [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = \mathbf{1,34 \cdot 10^{-3} \text{ M}}$$

El grado de ionización de un ácido o de una base débil

*El **grado de ionización α** de un ácido débil o de una base débil es la relación entre la concentración del ácido o de la base ionizados y su concentración inicial.*

$$\alpha = \frac{\text{concentración de iones en el equilibrio}}{\text{concentración inicial del ácido o de la base}} = \frac{x}{M}$$

Es útil expresar el grado de disociación en tanto por ciento. Así, para un ácido con un $\alpha = 10\%$, significa que el 10% de sus moléculas está ionizado, permaneciendo el 90% sin ionizar.

Para expresar la K_a en función de α , consideremos el equilibrio:



	[HA]	[H ₃ O ⁺]	[A ⁻]
Molaridad inicial (M)	M	0	0
Cambios para llegar al equilibrio	- M α	M α	M α
Molaridad en equilibrio	M - M α	M α	M α

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{M\alpha \cdot M\alpha}{M - M\alpha} = \frac{M^2\alpha^2}{M(1 - \alpha)} = \frac{M\alpha^2}{1 - \alpha}$$

Ejercicios:

1. La concentración de iones H_3O^+ en una disolución 0,02 M de ácido nitroso, HNO_2 , es $2,8 \cdot 10^{-3}$ M. Calcula la constante de ionización del ácido.

$$\mathbf{4,56 \cdot 10^{-4}}$$

2. El grado de ionización del ácido fórmico 0,1 M es 0,13. Calcula la constante de ionización del ácido fórmico.

$$\mathbf{1,94 \cdot 10^{-5}}$$

3. Determina la molaridad de una disolución de ácido cianhídrico, HCN , ionizado al 2%, sabiendo que K_a es $4,9 \cdot 10^{-10}$.

$$\mathbf{1,2 \cdot 10^{-6} \text{ M}}$$

4. La K_b del amoníaco vale $1,8 \cdot 10^{-5}$ Calcula la concentración de OH^- en una disolución 0,1 M
 $1,34 \cdot 10^{-3} M$

El pH de las disoluciones acuosas

El **pH** de una disolución es el logaritmo negativo de la expresión numérica de la concentración de iones H_3O^+

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$pH < 7$ disoluciones ácidas; $pH = 7$ disoluciones neutras; $pH > 7$ disoluciones básicas

El pOH se define de forma análoga $pOH = -\log [OH^-]$

$$pH + pOH = 14$$

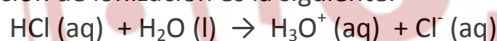
El pH de ácidos y bases fuertes

Los ácidos y las bases fuertes están ionizados casi completamente y se puede calcular su pH de forma directa, sabiendo la concentración de protones.

Ejemplo 3:

Calcula la concentración de protones y el pH de una disolución de HCl, 0,015 M.

La reacción de ionización es la siguiente:



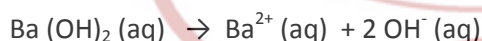
El HCl es un ácido fuerte se ioniza totalmente y la concentración inicial de HCl es la misma que la de H_3O^+ y que la de Cl^- , por lo tanto

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (0,015) = \mathbf{1,82}$$

Ejemplo 4:

Calcula el pH de una disolución de hidróxido de bario 0,020 M.

El hidróxido de bario se disocia totalmente según la reacción:



Cada molécula de hidróxido produce 2 moléculas de OH^- , por lo tanto

$$[OH^-] = 2 \cdot 0,020 = 0,040 M$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (0,040) = 1,4$$

$$pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 14 - 1,4 = \mathbf{12,60}$$

Ejercicios:

5. Calcula el pH de una disolución acuosa de ácido nítrico $2,72 \cdot 10^{-3} M$.
2,57

6. Calcula el pH de una disolución de hidróxido sódico $8,52 \cdot 10^{-2}$ M.
12,92

Disoluciones amortiguadoras

Si a una disolución acuosa se le añade algún ácido o alguna base su pH se modificará. Sin embargo existen ciertas disoluciones en las que se impide este cambio de pH.

*Las **disoluciones amortiguadoras o reguladoras** son aquellas que son capaces de mantener su pH prácticamente constante aunque se le añadan ciertas cantidades de un ácido o una base cuando se diluyen.*

Estas disoluciones están formadas por un ácido débil y su base conjugada, o bien, una base débil y su ácido conjugado. Algunos ejemplos de estas disoluciones son los pares formados por: Ácido acético/acetato sódico o amoníaco/cloruro de amonio.

Comportamiento del sistema $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COONa}$

El acetato sódico se disocia totalmente por ser un electrolito fuerte



El ácido acético se disocia parcialmente según el equilibrio



La presencia del ión común acetato hace que el equilibrio esté muy desplazado hacia la izquierda, la concentración de protones casi no cambia y el ácido casi no está disociado.

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \rightarrow \text{pH} = -\log \left(K_a \frac{M_a}{M_b} \right)$$

Siendo M_a la concentración inicial del ácido y M_b la concentración inicial de la sal.

En general se puede decir que para un sistema amortiguador formado por un ácido monoprótico y su sal se cumple que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{Ácido}]}{[\text{Sal}]}$$

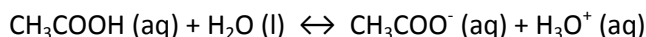
Para un sistema formado por una base y su ácido conjugado, el catión monovalente, se cumple que:

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{Base}]}{[\text{Sal}]}$$

Ejemplo 5

Una disolución reguladora está formada por ácido acético 1,0 M y acetato sódico 1,0 M. Calcula su pH inicial y la variación del pH si se añaden 0,1 mol de HCl, sin variación de volumen. La K_a es $1,8 \cdot 10^{-5}$.

El equilibrio que se establece es



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{Ácido}]}{[\text{Sal}]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{1,0}{1,0} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ y su pH será}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1,8 \cdot 10^{-5}) = \mathbf{4,74}$$

Cuando se añaden 0,1 mol de HCl el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, el sistema absorberá 0,1 moles de H_3O^+ y disminuirá en 0,1 moles de acetato, apareciendo 0,1 moles de ácido acético.

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1,0 + 0,1 = 1,1 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 1,0 - 0,1 = 0,9 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{Ácido}]}{[\text{Sal}]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{1,1}{0,9} = 2,2 \cdot 10^{-5} \text{ y su pH será}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (2,2 \cdot 10^{-5}) = \mathbf{4,66}$$

La variación de pH es 0,08.

Ejercicio

7. Se tiene una disolución amortiguadora formada por ácido acético 0,1 M y acetato sódico 0,1 M. Calcula su pH. Si se añaden 0,010 moles de hidróxido sódico y si no varía su volumen, halla el nuevo pH.

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

4,74;

4,82

8. Calcula el pH de una disolución que contiene 0,030 M de amoníaco y 0,040 M de cloruro amónico.

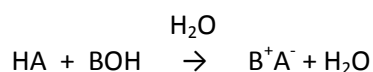
$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

9,1

Un **indicador Ácido-Base** es una sustancia de carácter ácido o básico que tiene la propiedad de presentar colores diferentes dependiendo el pH de la disolución en que se encuentra disuelto.

Hidrólisis de las sales

La hidrólisis de una sal es la reacción ácido-base que pueden realizar los iones de la sal con el agua.

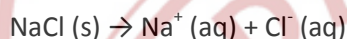


Las sales se pueden clasificar en 4 grupos, según su procedencia: sales procedentes de base fuerte y ácido fuerte, sales de base fuerte y ácido débil, sales de base débil y ácido fuerte y por último sales procedentes de base débil y ácido débil.

Sales de base fuerte y ácido fuerte

Es el caso del cloruro sódico, del nitrato de sodio o yoduro potásico...

En el caso del NaCl la disociación iónica es:



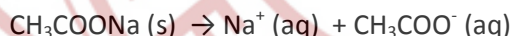
Los iones Na^+ y Cl^- son demasiado débiles (vienen de base y ácido fuerte) para reaccionar con el agua, y por lo tanto el pH será neutro. La disolución será neutra.

*Las sales procedentes de **base fuerte y ácido fuerte** no producen reacción de hidrólisis, por lo que no modifican el pH del agua. La disolución resultante siempre es **neutra**.*

Sales de base fuerte y ácido débil

Es el caso del carbonato de sodio, el acetato sódico, el cianuro potásico....

En el caso del acetato sódico la disociación iónica es.



El Na^+ no reacciona con el agua

El CH_3COO^- se hidroliza según la reacción



Debido al aumento de concentración de los iones OH^- , la disolución resultante es básica.

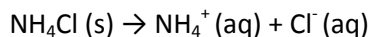
*Por reacción de hidrólisis del anión, la disolución de las sales procedentes de **base fuerte y ácido débil** resultan ser **básicas**.*

En general
$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

Sales de base débil y ácido fuerte

Es el caso del cloruro de amonio, el nitrato de amonio...

En el caso del cloruro de amonio la disociación iónica es:



El anión Cl^- no reacciona con el agua.

El catión NH_4^+ se hidroliza según el equilibrio



Debido al aumento de concentración de iones H_3O^+ , la disolución resultante será ácida.

*Por reacción de hidrólisis del catión, la disolución de las sales procedentes de **base débil y ácido fuerte es ácida**.*

En general
$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

Sales de base débil y ácido débil

Es el caso del acetato de amonio, el cianuro de amonio o el carbonato de amonio.

En estas disoluciones se produce la hidrólisis ácida del catión y la hidrólisis básica del anión. Su constante de hidrólisis es

$$K_h = \frac{K_w}{K_a K_b}$$

El pH de estas disoluciones depende del valor de las constantes K_a y K_b . Se pueden producir 3 casos:

- Si $K_a > K_b$, el catión se ioniza más que el anión y la disolución es **ácida**.
- Si $K_b > K_a$, el anión se ioniza más que el catión y la disolución es **básica**.
- Si $K_b \approx K_a$, ambos iones están igualmente ionizados y la disolución es casi **neutra**.

Grado de hidrólisis

El grado de hidrólisis, α_h , es la relación entre la concentración molar de la sal hidrolizada y su concentración molar inicial. El grado de hidrólisis se suele medir en %.

$$\alpha_h = \frac{\text{Molaridad de la sal hidrolizada}}{\text{Molaridad inicial de la sal}} = \frac{x}{M}$$

Valoraciones Ácido-Base

La reacción completa de un ácido con una base en disolución acuosa, llamada neutralización, da lugar a la formación de una sal y agua.

Una **valoración ácido-base** es la determinación de la concentración de un ácido en disolución a partir de la concentración conocida de una base, o viceversa, basándose en la reacción de neutralización.

La valoración de un ácido es la **acidimetría** y la de una base **alcalimetría**.

En una valoración se va mezclando gradualmente el ácido y la base hasta que se alcanza el **punto de equivalencia**, el momento donde los iones H_3O^+ , del ácido, y los iones OH^- , de la base, tienen la misma cantidad.

Número de moles del ácido = Número de moles de la base

$$M_a V_a = M_b V_b$$

El **punto final** de la valoración se alcanza cuando se produce el cambio de color del indicador. Una valoración está bien hecha cuando el punto de equivalencia y punto final coinciden.

Problemas

1. Calcula la concentración de ión acetato en el equilibrio de disociación del ácido acético 0,01 M y el porcentaje de disociación del ácido, sabiendo que $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
 **$4,24 \cdot 10^{-4} \text{ M}$;
 $4,24\%$**
2. Calcula el pH de una disolución acuosa de HCl de concentración $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ y el de una disolución acuosa de hidróxido de calcio 0,0015 M.
3,0; 11,5
3. Halla el valor del pH de una disolución amortiguadora formada por ácido acético 0,5 M y acetato de sodio 0,5 M, $K_a = 1,85 \cdot 10^{-5}$. Calcula también el pH después de añadir 1,0 mL de HCl 1,0 M.
4,733; 4,731
4. Determina el grado de hidrólisis de una disolución de cloruro de amonio 1,0 M si su $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
 $2,4 \cdot 10^{-5}$
5. Calcula el pH del punto de equivalencia cuando se neutralizan totalmente una disolución 0,10 M de ácido cianhídrico, HCN ($K_a = 5 \cdot 10^{-10}$), con una disolución de hidróxido de sodio 0,10 M.
11,15

6. Determina la concentración que debe tener una disolución de amoníaco para que su pH sea de 10,35. K_b del $\text{NH}_3 = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

$2,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

7. Calcula el pH de la disolución que resulta de añadir a 25 mL de ácido clorhídrico 0,1 M:

- a. 5 mL de hidróxido de sodio 0,2 M
 b. 20 mL de hidróxido de sodio 0,2 M

1,30; 12,52

8. Determina la concentración que debe tener una disolución de ácido nitroso para que tenga un pH de 2,50. K_a del $\text{HNO}_2 = 4,5 \cdot 10^{-4}$.

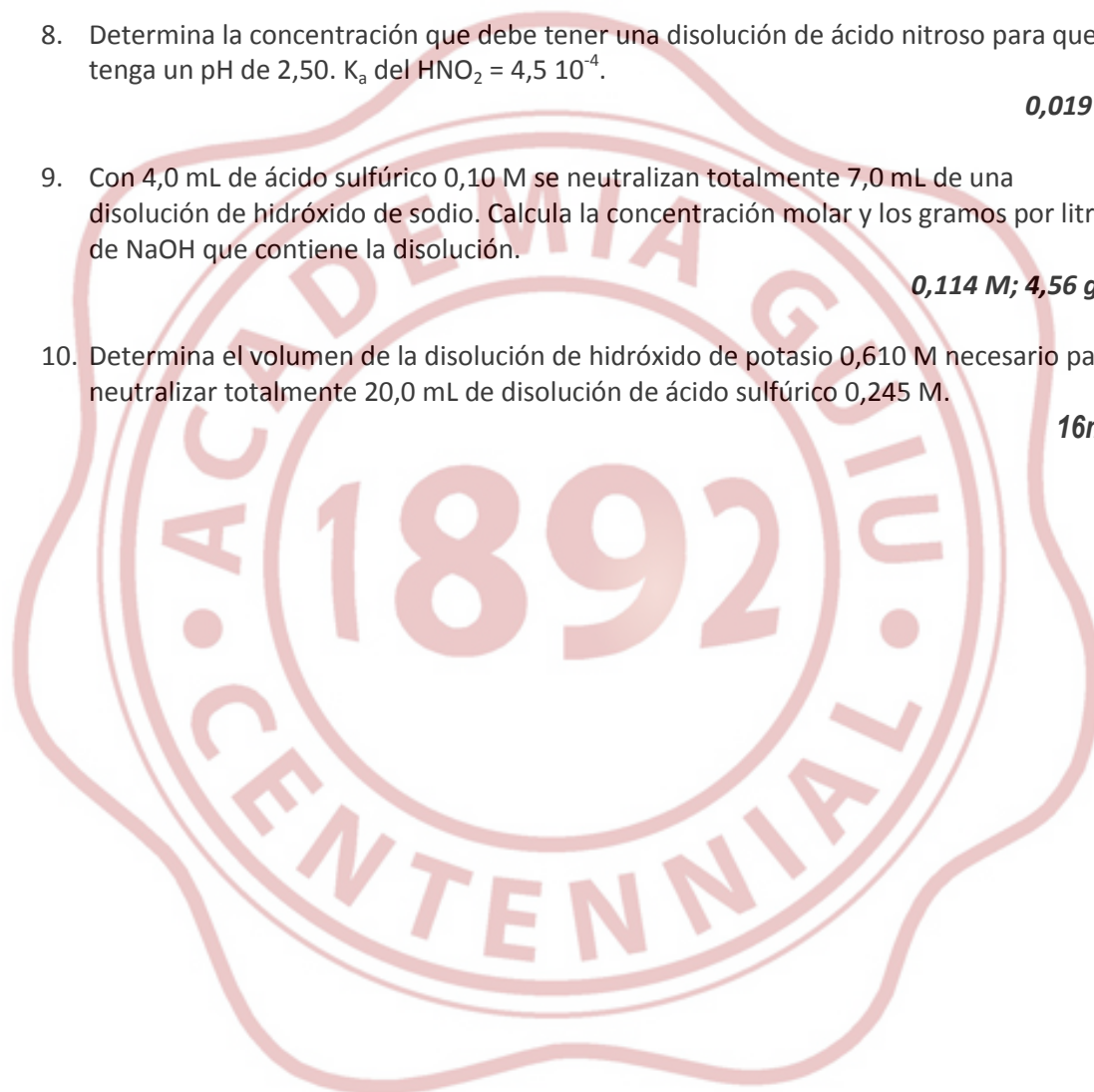
0,019 M

9. Con 4,0 mL de ácido sulfúrico 0,10 M se neutralizan totalmente 7,0 mL de una disolución de hidróxido de sodio. Calcula la concentración molar y los gramos por litro de NaOH que contiene la disolución.

0,114 M; 4,56 g/L

10. Determina el volumen de la disolución de hidróxido de potasio 0,610 M necesario para neutralizar totalmente 20,0 mL de disolución de ácido sulfúrico 0,245 M.

16mL



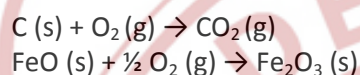
REACCIONES REDOX

REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES

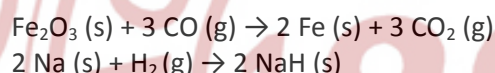
La denominación general de reacciones de oxidación-reducción, o de forma abreviada **reacciones redox**, incluye un gran número de reacciones químicas de especial importancia, como la combustión de muchas sustancias, la oxidación de los metales, los procesos electrolíticos, la producción de electricidad en pilas, la obtención de metales a partir de sus minerales...

Tradicionalmente los conceptos de oxidación y reducción han sido utilizados de forma muy limitada.

Oxidación es cuando un elemento reacciona con el oxígeno o cuando aumenta su contenido en oxígeno.



Reducción es la reacción de un compuesto con hidrógeno o cuando un elemento pierde oxígeno.



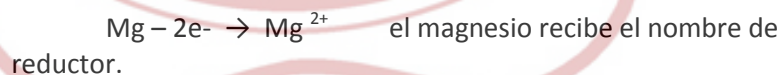
Conceptos electrónicos

En la actualidad se considera que aquellas reacciones en las que hay una transferencia de electrones es una reacción redox.

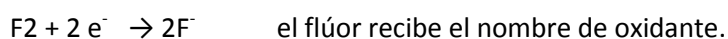
Las reacciones de oxidación-reducción están formadas por dos semirreacciones

Por ejemplo, en la reacción $\text{Mg (s)} + \text{F}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{MgF}_2 \text{ (s)}$

- **Semirreacción de oxidación:** el Mg cede sus electrones, se ha oxidado



- **Semirreacción de reducción:** los electrones cedidos por el magnesio los recibe el flúor.



Generalizando se puede decir que:

Las reacciones de oxidación-reducción son aquellas en la que se produce una transferencia de electrones.

Oxidación es el proceso de pérdida de electrones por parte de un reductor.

Reducción es el proceso de ganancia de electrones por parte de un oxidante.

Número de oxidación

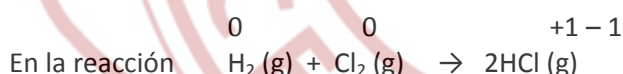
El número de oxidación de un elemento en un compuesto es la carga que tendría este elemento si todo el compuesto estuviera formado por iones positivos y negativos.

Se representa como +n /- n sobre el símbolo del elemento.

Reglas de asignación:

- Los elementos libres tienen por número de oxidación **0**. (H_2)
- Los iones monoatómicos tienen por número de oxidación la carga del ión. (Cl^-)
- Metales alcalinos tienen por número de oxidación **+1**. (Na^+)
- Metales alcalinotérreos tienen por número de oxidación **+2**. (Ba^{2+})
- El hidrógeno en la mayoría de los compuestos tiene por número de oxidación **+1**, menos en los hidruros metálicos que es **-1**. (NaH).
- El oxígeno en la mayoría de los casos tienen por número de oxidación **-2**, menos en los peróxidos que es **-1**. (K_2O_2)
- La suma algebraica de los números de oxidación de todos los elementos debe ser cero en un compuesto neutro (H_2SO_4) o la carga del ión en un ión poliatómico. (NH_4)

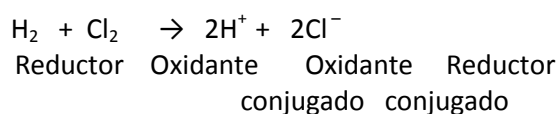
Las reacciones redox son los procesos químicos en los que tiene lugar alguna variación en el número de oxidación de los elementos. Esta variación es la consecuencia de la transferencia de electrones.



- El hidrógeno ha pasado de un número de oxidación 0 a +1, se ha oxidado y actúa como **reductor**.
- El cloro ha pasado de un número de oxidación de -1, se ha reducido y actúa como **oxidante**.

Pares redox

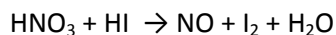
Las reacciones redox presentan algunas semejanzas con las reacciones ácido-base, en estas había ácidos y bases conjugadas y bases con sus ácidos conjugados. Las reacciones redox tienen **oxidante y reductor conjugado y reductor y oxidante conjugado**.



Ajuste de ecuaciones redox:

En una ecuación redox debe realizarse un ajuste tanto de las masas como de las cargas, así como lograr que el número de electrones cedidos en la oxidación y ganados en la reducción sea el mismo.

Para conseguir este doble balance es habitual utilizar el método de ión-electrón. Detallamos los pasos seguir, en primer lugar, con un ejemplo, en medio ácido, para explicar después el ajuste en medio básico:



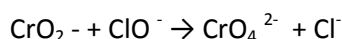
1	Se escribe la ecuación redox en forma iónica, sólo se disocian ácidos, sales e hidróxidos.	$\text{H}^+ + \text{NO}_3^- + \text{I}^- \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2	Se identifican las semirreacciones de oxidación y reducción.	$\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2$ $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}$
3	Se ajustan los átomos de cada elemento, excepto hidrógeno y oxígeno,	$2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2$
4	Se ajusta el oxígeno. En una disolución ácida, por cada átomo de oxígeno que falte hay que añadir una molécula de agua	$\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
5	Ajuste de hidrógeno. En una disolución ácida por cada hidrógeno que falte, se añade un ión H^+	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
6	Ajuste de cargas. Se añaden los electrones necesarios para que el número de cargas sea el mismo en los dos lados de la semirreacción.	$2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$ $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
7	Se iguala el número de electrones en las dos semirreacciones y se suman las dos.	$6\text{I}^- \rightarrow 3\text{I}_2 + 6\text{e}^-$ $2\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ $8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- + 6\text{I}^- \rightarrow 2\text{NO} + 3\text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
8	Se escribe la reacción en forma molecular	$2\text{HNO}_3 + 6\text{HI} \rightarrow 2\text{NO} + 3\text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

Ejercicios

Ajusta las siguientes reacciones redox en medio ácido:

- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Na}_2\text{S}$
- $\text{HCl} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl}$
- $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl}$

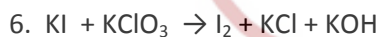
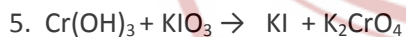
Realizaremos el ajuste en medio básico:



1	Se escribe la ecuación redox en forma iónica, sólo se disocian ácidos, sales e hidróxidos.	$\text{CrO}_2^- + \text{ClO}^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{Cl}^-$
2	Se identifican las semirreacciones de oxidación y reducción.	$\text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}^-$ $\text{CrO}_2^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$
3	Se ajustan los átomos de cada elemento, excepto hidrógeno y oxígeno,	Están ajustados
4	Se ajusta el oxígeno. En una disolución básica, por cada átomo de oxígeno que falte hay que añadir 2 iones OH ⁻ y en el otro miembro 1 molécula de agua	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + 2 \text{OH}^-$ $\text{CrO}_2^- + 4 \text{OH}^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$
5	Ajuste de hidrógeno. En una disolución básica por cada hidrógeno que falte, se añade una molécula de agua y en el otro miembro un ión OH ⁻	El hidrógeno está ajustado
6	Ajuste de cargas. Se añaden los electrones necesarios para que el número de cargas sea el mismo en los dos lados de la semirreacción.	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 2 \text{OH}^-$ $\text{CrO}_2^- + 4 \text{OH}^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^-$
7	Se iguala el número de electrones en las dos semirreacciones y se suman las dos.	$3\text{ClO}^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- \rightarrow 3\text{Cl}^- + 6 \text{OH}^-$ $2\text{CrO}_2^- + 8 \text{OH}^- \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^-$ $2\text{CrO}_2^- + 8 \text{OH}^- + 3\text{ClO}^- + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{Cl}^- + 6 \text{OH}^- + 2\text{CrO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O}$
8	Se simplifica la expresión	$2\text{CrO}_2^- + 3\text{ClO}^- + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + 3\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$

Ejercicios

Ajusta las siguientes reacciones redox en medio básico:



Valoraciones redox

Las valoraciones redox son similares a las valoraciones ácido-base y consisten en hacer reaccionar el reductor con el oxidante hasta que la reacción sea completa.

Esto permite conocer la concentración de un oxidante si se conoce la concentración del reductor y los volúmenes de las disoluciones.

Ejemplo 1

Para determinar la concentración de una disolución de sulfato ferroso se han introducido en un Erlenmeyer 20,00 mL de ésta, junto con unas gotas de ácido sulfúrico y se han valorado con una disolución de permanganato potásico 0,1425 M, gastándose 15 mL de ella para llegar al punto de equivalencia.

Calcula la concentración molar del sulfato ferroso.

La ecuación iónica es: $5 \text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

$$\text{moles de KMnO}_4 = 15,00 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{0,1425 \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 2,138 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

1 mol de KMnO_4 reacciona con 5 moles de FeSO_4 , por lo tanto, los moles de sulfato serán

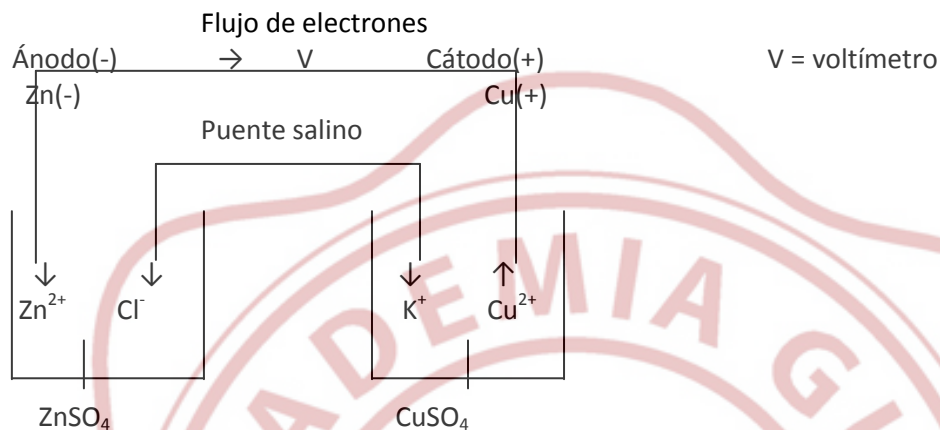
$$\text{moles de FeSO}_4 = 5 \times 2,138 \cdot 10^{-3} \text{ moles} = 1,069 \cdot 10^{-2} \text{ moles}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{1,069 \cdot 10^{-2} \text{ moles}}{20,00 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = \mathbf{0,5345 \text{ M}}$$

Pilas voltaicas

Una pila voltaica o pila electroquímica es un dispositivo que permite producir una corriente eléctrica a partir de una reacción redox espontánea.

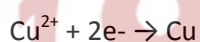
Esto se consigue mediante un dispositivo que separa el oxidante del reductor y la transferencia de electrones se realiza a través de un conductor externo.



Oxidación



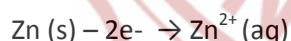
Reducción



Componentes y funcionamiento

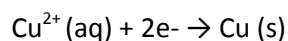
En el dibujo superior se muestra un esquema de una *pila voltaica de cobre y zinc*. Sus componentes esenciales son:

- El **electrodo** de zinc, es el **ánodo**, es donde se realiza la **oxidación**. En el proceso disminuye la masa de zinc.



La forma reducida Zn y la oxidada Zn²⁺ forman un *par redox*.

- El **electrodo** de cobre, es el **cátodo**, es donde se realiza la **reducción**. En el proceso aumenta la masa de cobre.



- Un **conductor externo** metálico que permite el flujo de los electrones desde el ánodo al cátodo.
- El **voltímetro** intercalado que mide la fuerza electromotriz de la pila, es decir, la diferencia de potencial que existe entre los dos electrodos.
- Un **puente salino** que contiene una disolución de cloruro de potasio y cierra el circuito y mantiene constante la neutralidad eléctrica de las dos disoluciones, anódica y catódica.

Electrodo estándar de hidrógeno

Si se mide la fuerza electromotriz de la pila $\text{Zn (s)} \mid \text{Zn}^{2+} (\text{aq}, 1 \text{ M}) \parallel \text{Cu}^{2+} (\text{aq}, 1 \text{ M}) \mid \text{Cu (s)}$, pila Daniell, y a una temperatura de 25°C se observa que el voltímetro marca una diferencia de potencial de **1,10 v**.

Si conociéramos el potencial de uno de ellos, se podría obtener el potencial del otro; pero esto no es posible, no se puede determinar el potencial de un electrodo aislado.

Por este motivo, se ha elegido el llamado **electrodo estándar de hidrógeno**, al que se le ha asignado el potencial estándar $E^0 = 0,00 \text{ v}$.

Potencial estándar de electrodo

El potencial estándar de un electrodo es la diferencia de potencial medida en una pila formada por este electrodo y el electrodo de hidrógeno, ambos en condiciones estándar.

Con frecuencia, se habla de potencial de reducción de un electrodo, ya que se considera que está actuando como cátodo, frente al hidrógeno que se oxida en el ánodo.

Criterio de signos:

- Las semirreacciones con potencial estándar negativo, actúan como ánodo.
- Las semirreacciones con potencial estándar positivo, actúan como cátodo.

Potencial estándar de la pila

Si se eligen dos electrodos estándar para formar con ellos una pila, actúa de cátodo el que tiene el potencial de reducción más positivo o menos negativo. El que actúa de ánodo es el que tiene el potencial de reducción más negativo o menos positivo.

El potencial estándar, o fuerza electromotriz, fem, de la pila se calcula mediante la expresión:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

Ejemplo 2

Calcula el potencial estándar de una pila formada por un electrodo de cinc en una disolución de ZnSO_4 , 1 M y un electrodo de plata en disolución de AgNO_3 , 1 M. Las disoluciones están a 25°C. Determina también cuál es el cátodo y cuál es el ánodo.

Datos: Ag^+/Ag ($E^0 = +0,80 \text{ v}$)

Zn^{2+}/Zn ($E^0 = -0,76 \text{ v}$)

Actuará como cátodo el electrodo con potencial estándar + positivo, es decir la plata y actuará como ánodo, el electrodo con potencial estándar + negativo, es decir, el cinc.

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}} = +0,80 - (-0,76) = \mathbf{1,56 \text{ v}}$$

Espontaneidad de las reacciones redox

Una de las aplicaciones más interesantes de los potenciales estándar es la posibilidad de predecir si una reacción redox puede ocurrir espontáneamente o no.

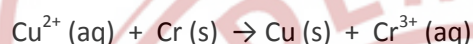
Una reacción redox es espontánea si el potencial estándar de la pila que podrían formar las dos semirreacciones de la reacción es positivo.

Si $E_{pila}^0 > 0$ la reacción es **espontánea**

Si $E_{pila}^0 < 0$ la reacción es **no espontánea**

Ejemplo 3

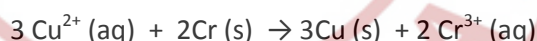
Determina si la reacción redox siguiente es espontánea o no, en condiciones estándar. Escribe la reacción ajustada.



Actuará como cátodo el electrodo con potencial estándar + positivo, es decir el cobre y actuará como ánodo, el electrodo con potencial estándar + negativo, es decir, el cromo.

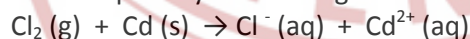
$$E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0 = +0,34 - (-0,74) = \mathbf{1,08 \text{ v}}$$

Al ser $E_{pila}^0 > 0$, la reacción es **espontánea**.



Ejercicios

7. Representa la pila cuya reacción global es:



Escribe la reacción anódica y catódica y calcula la fem estándar.

Electrólisis

La electrólisis es el proceso en el que el paso de corriente eléctrica por una disolución o por un electrolito fundido produce una reacción de oxidación-reducción no espontánea.

Cuba electrolítica

La electrólisis se realiza en un recipiente llamado **cuba electrolítica** que contiene *la disolución o el electrolito fundido* en el que se sumergen los electrodos conectados a una fuente de corriente continua (de donde proceden los electrones).

Componentes

- *Los electrodos* son las superficies sobre las que se producen las semirreacciones de oxidación y reducción.
- *El ánodo*, es el electrodo donde se produce la oxidación, se conecta al polo positivo de la fuente de corriente.
- *El cátodo*, es el electrodo donde se produce la reducción, se conecta al polo negativo de la fuente de corriente.

DIFENCIAS ENTRE UNA PILA VOLTAICA Y UNA CUBA ELECTROLÍTICA	
Pila voltaica	Cuba electrolítica
<i>Una reacción química produce energía eléctrica</i>	<i>La energía eléctrica produce una reacción</i>
<i>Hay dos electrolitos</i>	<i>Hay un solo electrolito</i>
<i>La reacción redox es espontánea</i>	<i>La reacción redox no es espontánea</i>
<i>El ánodo es el polo + y el cátodo es el polo –</i>	<i>El ánodo es el polo – y el cátodo es el +</i>

Aplicaciones industriales de la electrólisis

Los procesos electrolíticos tienen importantes aplicaciones industriales. Algunas de ellas son:

- Obtención de metales activos, (los elementos del grupo 1 y 2 y Aluminio) y elementos no metálicos, como el hidrógeno o el cloro.
- Obtención de compuestos como el hidróxido de sodio.
- Los recubrimientos metálicos
- La purificación de metales, como en el cobre.

Ley de Faraday

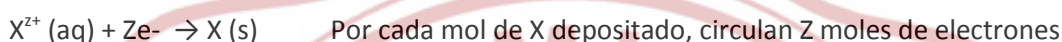
Enunciada en 1832, por el físico inglés M. Faraday (1791-1867)

La masa de un elemento oxidada o reducida en cada electrodo de la cuba electrolítica es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que pasa por el circuito y al equivalente gramo del elemento.

La carga transportada por un mol de electrones es igual a 1 Faraday (96.487 C)

$$1 F = e N_A = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C/e} \times 6,023 \cdot 10^{23} \text{ e/mol} = 96.487 \text{ C/mol}$$

En términos generales la deposición de un metal por procesos electrolíticos es:



El número de moles del metal es m / M y el número de moles de electrones será $Z m / M$

Como la carga transportada por un mol de electrones es igual a 1 F (96.487 C), la carga total que circula será:

$$Q = Z \frac{m}{M} F \quad \text{que si despejamos la m,} \quad m = \frac{M}{Z F} Q$$

m = masa depositada (g)
 Q = Carga que circula (C)
 M = Masa molar del elemento
 F = 1 Farady (96.487 C)
 Z = nº de electrones

Ejemplo 4

Calcula la cantidad de cobre que se obtiene al pasar una corriente de intensidad 6ª durante hora y media por una cuba electrolítica que contiene una disolución de sulfato de cobre (II).

Masa atómica del Cu = 63,55

La semirreacción de reducción que se produce en el cátodo es:



$$\text{La carga que circula por la cuba electrolítica será: } Q = I \times t = 6 \text{ A} \times 90 \text{ m} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ m}} = 32.400 \text{ C}$$

Aplicando la ley de Faraday:

$$M \quad 63,55 \text{ g} \quad 1 \text{ mol Cu} \quad 1 \text{ mol } e^-$$

$$m(\text{Cu}) = \frac{Q}{Z F} = \frac{32.400 \text{ C}}{1 \text{ mol Cu} \times 2 \text{ moles e}^- \times 96.487 \text{ C}} = 10,67 \text{ g de Cobre}$$

Problemas

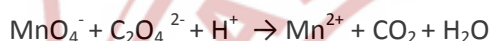
1. Ajusta las siguientes reacciones redox:

- $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$
- $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{HSO}_4^-$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{CO}_2$

2. Ajusta la siguiente reacción:

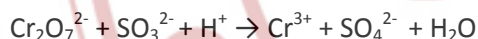
Dicromato potásico + etanol + ácido sulfúrico $\rightarrow$ sulfato de cromo (III) + ácido etanoico + sulfato de potasio + agua

- ### 3. Calcula la molaridad de una disolución de oxalato de sodio, $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, sabiendo que se han gastado 15,4 mL de disolución 0,1205 M de KMnO_4 para valorar 25,0 mL de la disolución de oxalato. Identifica el oxidante y el reductor de la reacción.



0,1856 M

- ### 4. Calcula la molaridad de una disolución de dicromato potásico sabiendo que 28,42 mL de esta disolución reaccionan completamente con 25 mL de una disolución de sulfito de sodio 0,3143 M. Identifica el oxidante y el reductor.



0,0922 M

- ### 5. Se han utilizado 30,5 mL de una disolución de dicromato potásico 0,1507 M para valorar 25,0 mL de una disolución de sulfato ferroso. Formula la reacción y calcula la molaridad del sulfato ferroso.

1,1030 M

- ### 6. Calcula la fem estándar de de cada una de las pilas siguientes, escribe también las reacciones y la notación abreviada de cada pila.

- $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$ ($E^0 = -0,44 \text{ v}$); y $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$ ($E^0 = -1,66 \text{ v}$)
- $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ ($E^0 = +0,34 \text{ v}$); y $\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$ ($E^0 = -0,14 \text{ v}$)
- Ag^+ / Ag ($E^0 = +0,80$); y $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ ($E^0 = +0,34 \text{ v}$)

**1,22 v; 0,48 v;
0,46 v**

- ### 7. Se han conectado en serie tres cubas electrolíticas que contienen disoluciones acuosas de una sal de Ag^+ , otra de Cu^{2+} y una tercera de Fe^{3+} . Calcula las cantidades de plata, de cobre y de hierro que se depositarán por electrólisis con una corriente de 1,5 A durante 3 minutos.

0,302 g; 0,089 g; 0,052 g

8. Dos cubas electrolíticas contienen una disolución de nitrato de plata con una pequeña cantidad de ácido sulfúrico. Pasando cierta cantidad de corriente por las dos cubas, conectadas en serie se han obtenido 0,090 g de plata en la primera.

Calcula los litros de hidrógeno, medidos en condiciones normales, que se obtienen en la segunda. Escribe las semirreacciones en el cátodo de cada cuba.

$9,34 \cdot 10^{-3} \text{ L}$

9. La reacción del ácido clorhídrico con el dióxido de manganeso genera cloruro de manganeso (II), cloro y agua.

- Escribe la reacción molecular ajustada por el método del ión-electrón.
- Calcula el volumen de cloro que se obtiene, medido a 700 mm y 30° C, al reaccionar 150 mL de ácido del 35% y densidad 1,17 g/mL con la cantidad necesaria de dióxido de manganeso.

11,4 L

10. Dada la reacción:



- Ajusta la reacción y calcula la masa equivalente del oxidante y del reductor.
- Calcula la masa de cromato de potasio necesario para obtener 100 g de cloruro de cromo (III) si el rendimiento de la reacción es del 60%.

64,7 g; 36,5 g; 203,9 g

SOLUBILIDAD

Solubilidad de los compuestos iónicos

La solubilidad de un soluto en un disolvente es la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en una cantidad dada de disolvente o de disolución a una temperatura determinada.

La solubilidad puede medirse en cualquiera de las unidades en las que se expresa la composición de una disolución: moles de soluto por litro de disolución, gramos de soluto por litro de disolución...

Según la cantidad de soluto las disoluciones pueden ser: saturadas, sobresaturadas e insaturadas.

- **Disoluciones Saturadas.** Son aquellas en las que la sustancia disuelta está en equilibrio dinámico con el soluto no disuelto. Tiene la cantidad máxima de soluto a una temperatura dada.
- **Disoluciones Sobresaturadas.** Son las que contienen una cantidad mayor de soluto de la que corresponde a una disolución saturada. Esta situación no es estable, y al añadir más soluto se produce la cristalización del exceso del soluto.
- **Disoluciones Insaturadas.** Son aquellas que tienen una cantidad menor de soluto a la que indica la solubilidad.

Reglas de solubilidad

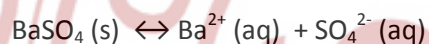
En la práctica es útil conocer unas sencillas reglas para saber si una sustancia es soluble o no. Las sustancias se pueden clasificar en: solubles, ligeramente solubles o insolubles.

- **Solubles.** Aquellas sustancias cuya solubilidad está por encima de 0,02 moles de soluto por litro de disolución.
- **Ligeramente solubles.** Son sustancias de solubilidad aproximada a 0,02 moles por litro.
- **Insolubles.** Son sustancias cuya solubilidad no alcanza los 0,02 moles por litro. Como nunca son cero, normalmente se llaman poco solubles.

Compuestos	Solubilidad	Excepciones
Compuestos de los metales alcalinos y del NH_4^+	Soluble	
Sales que contienen NO_3^- , ClO_3^- , ClO_4^- , CH_3COO^-	Soluble	
Hidróxidos	Insoluble	Los de los metales alcalinos y del Ba^{2+} son solubles y el de Ca^{2+} es ligeramente soluble
Sales que contienen cloruros Cl^- , bromuros Br^- , ioduros I^-	Solubles	Las que contienen Ag^+ , Hg^{2+} y Pb^{2+} son insolubles
Carbonatos CO_3^{2-} y Fosfatos PO_4^{3-}	Insolubles	Los de los metales alcalinos, del ión amonio NH_4^+ y del Mg^{2+} son solubles
Sulfatos SO_4^{2-}	Solubles	Los de Ba^{2+} , Hg^{2+} y Pb^{2+} son insolubles. Los de Ca^{2+} y Ag^+ son ligeramente solubles
Sulfuros S^{2-}	Insolubles	Los de los elementos de los grupos 1 y 2 y del ión amonio NH_4^+ son solubles

Producto de solubilidad

Sea el equilibrio siguiente:



La constante de equilibrio es:

$$K = \frac{[\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{BaSO}_4]}$$

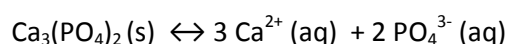
Teniendo en cuenta que en los equilibrios heterogéneos se considera constante la concentración molar de los sólidos, se puede escribir la constante de equilibrio como:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

Siendo K_s la constante del producto de solubilidad o simplemente **producto de solubilidad**.

*El **producto de solubilidad** de un compuesto es el producto de las concentraciones molares de sus iones en una disolución saturada, elevada cada una de ellas a un exponente igual a su coeficiente estequiométrico en la ecuación de equilibrio de disolución.*

En el equilibrio siguiente:



Su producto de solubilidad será:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

Significado de K_s

El **producto iónico**, Q , es el producto de las concentraciones molares de los iones de una disolución en un instante concreto elevadas a sus coeficientes estequiométricos.

Comparando los valores de Q y K_s se puede predecir el comportamiento de la disolución.

$Q < K_s$	La disolución está insaturada y puede disolverse más sólido; se favorece el desplazamiento hacia la derecha del equilibrio de solubilidad.
$Q = K_s$	La disolución está saturada , el sistema está en equilibrio.
$Q > K_s$	La disolución está sobresaturada , se producirá la precipitación del exceso de iones; se favorece el desplazamiento hacia la derecha.

La **solubilidad molar** de un compuesto es el número de moles de un compuesto disueltos en un litro de la disolución saturada.

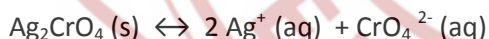
Ejemplo 1

Se sabe que a 25°C la solubilidad del cromato de plata es 0,043 g/L. A partir de este dato, calcula el producto de solubilidad de la sal.

$$M \text{ Ag}_2\text{CrO}_4 = 331,8 \text{ g/mol} \quad s = 0,043 \text{ g/L}$$

La solubilidad molar del cromato de plata será:

$$\frac{0,043 \text{ g de Ag}_2\text{CrO}_4}{\text{L de disolución}} \times \frac{1 \text{ mol de Ag}_2\text{CrO}_4}{331,8 \text{ g de Ag}_2\text{CrO}_4} = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$



La expresión del producto de solubilidad será:

$$K_s = [\text{Ag}]^2 [\text{CrO}_4] = (2s)^2 (s) = 4s^3 = 4 (1,3 \cdot 10^{-4})^3 = 8,8 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/\text{L}^3$$

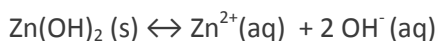
$$K_s = 8,8 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/\text{L}^3$$

Ejemplo 2

Sabiendo que el producto de solubilidad del hidróxido de cinc es $4,5 \cdot 10^{-17} \text{ mol}^3/\text{L}^3$, calcula la solubilidad en g/L del hidróxido de cinc y las concentraciones molares en la disolución saturada.

$$M \text{ Zn(OH)}_2 = 99,4 \text{ g/mol} \quad K_s = 4,5 \cdot 10^{-17} \text{ mol}^3/\text{L}^3$$

El equilibrio sera:



El producto de solubilidad sera:

$$K_s = [\text{Zn}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = s (2s)^2 \rightarrow 4,5 \cdot 10^{-17} = 4s^3$$

Despejando s, $s = 2,24 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$

$$2,24 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times \frac{99,4 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 2,23 \cdot 10^{-4} \text{ g/L}$$

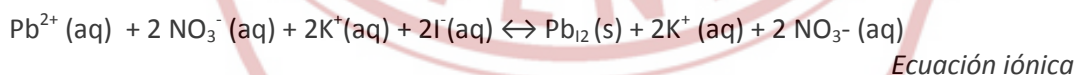
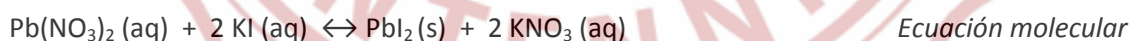
$$[\text{Zn}^{2+}] = s = 2,24 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 2s = 4,48 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Reacciones de precipitación

Una **reacción de precipitación** consiste en la formación de un compuesto insoluble, que recibe el nombre de **precipitado**, al mezclar dos disoluciones, cada una de las cuales aporta un ión a dicho compuesto insoluble.

Veamos que sucede cuando se mezclan dos disoluciones:



Ejemplo 3

Se mezclan 200 mL de disolución de cloruro de bario 0,005 M con 600 mL de sulfato potásico 0,007 M. Sabiendo que K_s para el sulfato de bario es $1,1 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2\text{L}^{-2}$, estudia si se formará algún precipitado.

La ecuación molecular es: $\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow \text{BaSO}_4 + 2 \text{KCl}$

La ecuación iónica neta es: $\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \leftrightarrow \text{BaSO}_4(\text{s})$

El nº de moles de $\text{Ba}^{2+} = V \times M = 200\text{mL} \times \frac{0,005 \text{ moles de Ba}^{2+}}{1\text{L}} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ moles de Ba}^{2+}$

La concentración de Ba^{2+} en los 800 mL, una vez mezcladas las dos disoluciones:

$$[\text{Ba}^{2+}]_0 = \frac{1,0 \cdot 10^{-3} \text{ moles}}{800 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1\text{L}} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

La concentración del SO_4^{2-} es:

n de moles de sulfato = $V \times M = 600\text{mL} \times \frac{0,007 \text{ moles de sulfato}}{1\text{L}} = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ moles de SO}_4^{2-}$

$$[\text{SO}_4^{2-}]_0 = \frac{4,2 \cdot 10^{-3} \text{ moles}}{800 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1\text{L}} = 5,25 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$Q = [\text{Ba}^{2+}]_0 [\text{SO}_4^{2-}]_0 = 1,25 \cdot 10^{-3} \cdot 5,25 \cdot 10^{-3} = 6,56 \cdot 10^{-6}$$

$$K_s = 1,1 \cdot 10^{-10}$$

$Q > K_s$ por lo tanto la disolución está **sobresaturada** y precipitará parte del SO_4Ba hasta que se

cumpla que $[\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \cdot 10^{-10}$

Precipitación fraccionada

La precipitación fraccionada consiste en la adición de un ión precipitante adecuado que pueda da lugar a la formación de dos compuestos de producto de solubilidad suficientemente diferente como para provocar la precipitación de uno de ellos.

Ejemplo 4

Se dispone de 1 L de una disolución que contiene 5,00 g de Sr^{2+} y 0,001 de Ba^{2+} . Se añade poco a poco ácido sulfúrico diluido. Indica que sales podrían precipitar, calcula la concentración del ión SO_4^{2-} requerida para que comience a precipitar cada ión e indica cuál precipitará en primer lugar.

Datos: $K_s (\text{SrSO}_4) = 3,8 \cdot 10^{-7} \text{ mol}^2\text{L}^{-2}$ $K_s (\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2\text{L}^{-2}$

Las sales que pueden precipitar son el sulfato de estroncio SrSO_4 y el sulfato de bario BaSO_4 . Los equilibrios de solubilidad de cada uno de ellos son:



Primero calcularemos la concentración molar de cada uno de los iones:

$$[\text{Sr}^{2+}] = \frac{5,00 \text{ g}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{87,62 \text{ g}} = 5,71 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{0,001 \text{ g}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{137,3 \text{ g}} = 7,28 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

La concentración de sulfato necesaria para iniciar la precipitación de cada precipitado puede obtenerse a partir de las expresiones de K_s :

$$K_s (\text{SrSO}_4) = [\text{Sr}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = 3,8 \cdot 10^{-7} \quad \text{si } [\text{Sr}^{2+}] = 5,71 \cdot 10^{-2} \text{ M} \quad \text{entonces la } [\text{SO}_4^{2-}] = \mathbf{6,65 \cdot 10^{-6} \text{ M}}$$

$$K_s (\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \cdot 10^{-10} \quad \text{si } [\text{Ba}^{2+}] = 7,28 \cdot 10^{-6} \text{ M} \quad \text{entonces la } [\text{SO}_4^{2-}] = \mathbf{1,51 \cdot 10^{-5} \text{ M}}$$

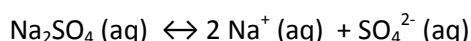
Se requiere menor concentración del ión sulfato para empezar a precipitar el SrSO_4 que el BaSO_4

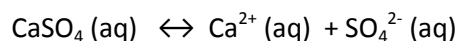
$\mathbf{6,65 \cdot 10^{-6} \text{ M} < 1,51 \cdot 10^{-5} \text{ M}}$, por lo tanto precipitará en primer lugar el SrSO_4 ya que se alcanzará antes la concentración necesaria para su precipitación.

Efecto del ión común y la solubilidad

Se denomina **efecto del ión común** al desplazamiento de un equilibrio iónico cuando varía la concentración de uno de los iones que participan en dicho equilibrio, por la presencia de una sal disuelta que lo contiene.

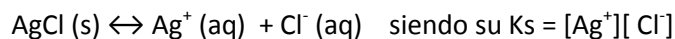
Por ejemplo en una disolución de sulfato de calcio y sulfato de sodio, hay un ión común, el sulfato, que procede de la disociación de las dos sales.





La presencia del ión común afecta a los dos sistemas en equilibrio, esto es el efecto del ión común.

Supongamos ahora, una disolución saturada de una sal poco soluble, el AgCl, donde el equilibrio es:



Si ahora añadimos una disolución de una sal soluble, nitrato de plata, ésta proporciona un ión común, el ión Ag^+ : $\text{AgNO}_3 (\text{aq}) \leftrightarrow \text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{NO}_3^- (\text{aq})$

Como consecuencia del aumento del ión plata, Ag^+ , el equilibrio el AgCl se desplaza hacia la izquierda disminuyendo la solubilidad de esta sal y provocando la precipitación de una parte de ella.

*El efecto de la adición de un **ión común** al equilibrio de solubilidad de un compuesto consiste en la disminución de su solubilidad y la precipitación de éste.*

Ejemplo 5

Calcula la solubilidad del yoduro de plomo (II), $K_s = 1,4 \cdot 10^{-8}$, en una disolución de yoduro de sodio, NaI, 0,050 M.

El equilibrio del PbI_2 es: $\text{PbI}_2 (\text{s}) \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{I}^- (\text{aq})$

El NaI es un electrolito fuerte y se disocia por completo, $[\text{NaI}] = 0,050 \text{ M}$, $[\text{Na}^+] = 0,050 \text{ M}$ y $[\text{I}^-] = 0,050 \text{ M}$

Por efecto del ión común sobre el equilibrio del PbI_2 , aumentará el $[\text{I}^-]$ y disminuirá el $[\text{Pb}^{2+}]$ para que K_s permanezca constante. Llamando s a la solubilidad del PbI_2 ,

$[\text{Pb}^{2+}] = s$ $[\text{I}^-] = 2s + 0,050 \text{ M} = 0,050 \text{ M}$ (s se considera despreciable frente a 0,050 M)

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2 = s \cdot 0,050^2 = 1,4 \cdot 10^{-8} \quad \text{de donde } s = 5,6 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

Problemas

1. La solubilidad del cloruro de plata en agua a 25°C es $1,26 \cdot 10^{-5}$ M. Calcula a partir de este dato el producto de solubilidad de la sal.

$$1,59 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

2. Se disuelven 0,103 g de fluoruro de plomo (II) en 200 mL de agua a 25°C resultando una disolución saturada. Calcula el valor de la constante del producto de solubilidad del PbF_2 a la misma temperatura.

$$3,70 \cdot 10^{-8}$$

3. El producto de solubilidad del yoduro de plomo (II), a 25°C, es $8,7 \cdot 10^{-9}$. Calcula a dicha temperatura la solubilidad molar de la sal y exprésala también en gramos por litro.

$$1,30 \cdot 10^{-3} \text{ M}, 0,60 \text{ g/L}$$

4. Calcula el pH de una disolución saturada de cierto hidróxido metálico MOH si su constante del producto de solubilidad es $K_s = 2,3 \cdot 10^{-9}$.

$$9,68$$

5. A una disolución 0,001 M de NaCl se le añade lentamente AgNO_3 sólido. Calcula la concentración de Ag^+ necesaria para iniciar la precipitación de AgCl, que tiene por constante del producto de solubilidad $K_s 1,6 \cdot 10^{-10}$.

$$1,6 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

6. Deduce qué precipitado se formará en primer lugar al añadir gradualmente una disolución de AgNO_3 a otra disolución que es 0,01 M de NaCl y 4,0 M de K_2CrO_4 . K_s del AgCl = $1,6 \cdot 10^{-10}$; K_s del $\text{Ag}_2\text{CrO}_4 = 4 \cdot 10^{-4}$



7. Se añade gota a gota una disolución de AgNO_3 a otra disolución que contiene los iones I^- y Cl^- en concentración 0,1 M cada uno de ellos. Calcula:

a. la concentración de ión Ag^+ a la que precipita cada anión.

b. la concentración de Ag^+ cuando precipita el anión que lo hace en segundo lugar.

$$a. [\text{Ag}^+] = 8,3 \cdot 10^{-8} \text{ y } 1,6 \cdot 10^{-9} \quad b. 8,3 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

8. Calcula la solubilidad molar del hidróxido de hierro (II) a pH = 8, K_s del $\text{Fe}(\text{OH})_2 = 1,6 \cdot 10^{-14}$

$$0,016 \text{ M}$$

9. Calcula la solubilidad del AgCl expresada en mol/L y en g/L en:

a. agua pura

b. una disolución de AgNO_3 $6,5 \cdot 10^{-3}$ M. K_s del $\text{AgCl} = 1,6 \cdot 10^{-10}$

a. $1,3 \cdot 10^{-5}$ M, $1,9 \cdot 10^{-3}$ g/L b. $2,5 \cdot 10^{-8}$ M, $3,6 \cdot 10^{-6}$ g/L.

10. Cierta disolución contiene iones Cl^- e iones Br^- en concentraciones 0,020 M y se pretende precipitarlos separadamente añadiendo gradualmente una disolución de AgNO_3 .

a. Calcula la concentración mínima de Ag^+ necesaria para iniciar la precipitación de los iones Cl^- y Br^- .

b. Cuando comience a precipitar en segundo lugar el compuesto más soluble, halla qué tanto por ciento del otro ión queda en disolución.

a. $8,0 \cdot 10^{-9}$ y $3,9 \cdot 10^{-11}$ b. 0,48%



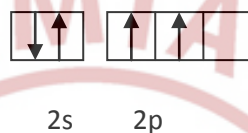
FORMULACIÓN

Química del carbono

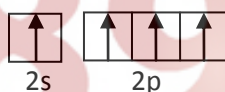
1. Enlaces de carbono

El átomo de carbono forma muchos compuestos. Esto está motivado porque su estructura electrónica permite que el átomo de carbono pueda unirse entre sí mediante enlaces covalentes que son muy estables.

El carbono tiene $Z=6$ y su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^2$, por tanto tiene cuatro electrones de valencia que ocupan tres orbitales



Así el carbono es tetravalente. Pero para que un átomo de carbono pueda formar cuatro enlaces los cuatro electrones de valencia tienen que estar desapareados. Esto se consigue promocionando (cambiando de orbital) uno de los dos electrones 2s:



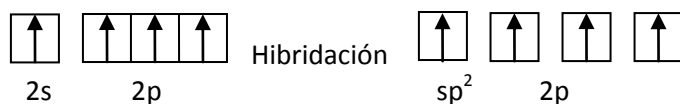
El átomo de carbono puede formar enlaces simples, dobles o triples. Estos se explican mediante la hibridación de orbitales. La hibridación de orbitales es la mezcla de orbitales atómicos distintos (distinta energía y orientación) para dar orbitales híbridos de la misma orientación y energía.

1. Hibridación sp^3 o tetraédrica: se hibridan el orbital 2s y los tres orbitales 2p del átomo de carbono y se forman cuatro orbitales híbridos sp^3 que se caracterizan porque tienen geometría tetraédrica:



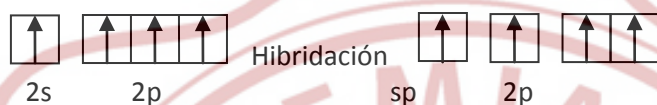
Cuando los átomos de carbono forman enlaces sencillos el átomo de carbono tiene hibridación sp^3 . Los enlaces sencillos entre átomos de carbono forman por solapamiento frontal (enlace σ) de orbitales híbridos sp^3 . Así el metano (CH_4) tiene moléculas tetraédricas.

2. Hibridación sp^2 o trigonal: se hibridan el orbital 2s y dos de los dos orbitales 2p de tal manera que queda un orbital 2p sin hibridar (orbital atómico) y se forman tres orbitales híbridos sp^2 que tienen geometría trigonal plana:



Cuando los átomos de carbono forman enlaces dobles el átomo de carbono tiene hibridación sp^2 por lo que el enlace doble es plano. El enlace doble entre átomos de carbono se forma por solapamiento frontal entre orbitales híbridos sp^2 (enlace σ) y solapamiento lateral entre orbitales atómicos p (enlace π).

3. **Hibridación sp o lineal:** se hibridan el orbital 2s y uno de los orbitales 2p de tal manera que quedan dos orbitales 2p sin hibridar y se forman dos orbitales híbridos sp .



Cuando los átomos de carbono forman enlaces triples el átomo de carbono tiene hibridación sp . El enlace triple entre dos átomos de carbono se forma por solapamiento frontal entre dos orbitales híbridos sp (enlace σ) y por dos solapamientos laterales (enlace π) entre orbitales atómicos p.

2. Hidrocarburos

Son compuestos que sólo están formados por carbono e hidrógeno.

1. **Hidrocarburos saturados o alcanos:** son hidrocarburos en los que todos los enlaces entre átomos de carbono son sencillos. Su fórmula general es: C_nH_{2n+2}
2. **Hidrocarburos insaturados:** hay algún enlace entre átomos de carbono que es doble o triple:
 - a. **Alquenos u olefinas:** si hay enlaces dobles. Su fórmula general es C_nH_{2n}
 - b. **Alquinos:** si hay enlaces triples. Su fórmula general es C_nH_{2n-2} .
 - c. **Aromáticos:** hidrocarburos insaturados, cíclicos y planos. El más común es el **benceno** cuya fórmula es C_6H_6 .

Para nombrar los hidrocarburos:

prefijo + sufijo

prefijo: indica el número de carbonos que hay en el compuesto.

Sencillo: **-ano** (alcanos)

sufijo: indica el tipo de enlace: Doble: **-eno** (alquenos)

Triple: **-ino** (alquinos)

Nº C	Sufijo	Alcano	Alqueno	Alquino
1	Met-	Metano CH_4	----	----
2	Et-	Etano C_2H_6	Eteno C_2H_4	Etino C_2H_2
3	Prop-	Propano C_3H_8	Propeno C_3H_6	Propino C_3H_4
4	But-	Butano	Buteno ¹	Butino
5	Pent-	Pentano	Penteno	Pentino
6	Hex-	Hexano	Hexeno	Hexino
7	Hep	Heptano	Hepteno	Heptino
8	Oct-	Octano	Octeno	Octino

Cuando los hidrocarburos no son la parte más importante de una molécula orgánica se dicen que son “sustituyentes” y se nombran igual pero cambiando los sufijos:

prefijo + sufijo

Prefijo: indica el número de carbonos que hay en el compuesto.

Sencillo: **-il-**

Sufijo: indica el tipo de enlace: Doble: **-enil-**

Triple: **-inil-**

Así:

4-propil-5-hepteno

3-etenil-2-butino.

2-metilbutano.

3. Grupos funcionales

Grupo funcional: átomo o grupos de átomos presente en una molécula orgánica que determina las propiedades químicas de dicha molécula. En general, los compuestos orgánicos están formados por una cadena carbonada (formada por átomos de carbono e hidrógeno) y un grupo funcional. Las propiedades químicas dependen del grupo funcional que es la parte reactiva de la molécula:

Cadena carbonada No reactiva	Grupo funcional REACTIVA
---	---

A partir de cuatro átomos de carbono puede haber más de dos hidrocarburos insaturados (alquenos o alquinos) con el mismo número de átomos de carbono dependiendo de en qué átomo de carbono esté el enlace doble o triple. Esto se indica poniendo delante del nombre del hidrocarburo un número separado con un guión que indica el átomo de carbono en el que está la insaturación.

Las moléculas orgánicas se clasifican según el grupo funcional que contienen (ver la tabla).
Para nombrar las moléculas orgánicas que tienen grupos funcionales:

Prefijo (nº carbonos de R) + **-an-** (enlaces sencillos) + Sufijo (grupo funcional)
-en- (enlace doble)
-in- (enlace triple)

Ejemplos:

Ácido 3-étil-5-metiloctanoico

3- propenoato de metilo.

Butamida.

Etanonitrilo.

Butanal.

4-etilen-3-hexanona.

4-metil-1-penten-3-ol.

3-propil-4-butinamina.

Etilmetiléter.

Algunos compuestos orgánicos tienen nombres vulgares que se tienen que conocer:

Fórmula	Nombre sistemático	Nombre vulgar
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	eteno	Etileno.
$\text{CH} \equiv \text{CH}$	etino	acetileno
$\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_3$	metilbenceno	tolueno
$\text{C}_6\text{H}_5-\text{OH}$	-----	Fenol
$\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$	propanona	Acetona.
$\text{H}-\text{COOH}$	Ácido metanoico	Ácido fórmico
CH_3-COOH	Ácido etanoico	Ácido acético.
$\text{C}_6\text{H}_5-\text{COOH}$	-----	Ácido benzoico.

Grupo funcional	Nombre	Nomenclatura
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \end{array}$ ó $\text{R}-\text{COOH}$	Ácido	-oico.
$\begin{array}{c} \text{OH} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \end{array}$ ó $\text{R}-\text{COOR}'$	Éster.	-oato de R'.

R: representa la cadena carbonada

$\text{O}-\text{R}'$		
$\text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{NH}_2}{\text{C}}}$ ó $\text{R}-\text{CONH}_2$	Amida	-amida.
$\text{R}-\overset{\text{NH}_2}{\text{C}}-\text{N}$ ó $\text{R}-\text{CN}$	Nitrilo	-nitrilo.
$\text{R}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{C}=\text{O}}{\text{C}}}$ ó $\text{R}-\text{CHO}$	Aldehído	-al.
$\text{R}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{C}=\text{O}}{\text{C}}}-\text{R}'$ ó $\text{R}-\text{CO}-\text{R}'$	Cetona	-ona.
$\text{R}-\text{C}-\text{OH}$ ó $\text{R}-\text{COH}$	Alcohol	-ol.
$\text{R}-\text{C}-\text{NH}_2$ ó $\text{R}-\text{NH}_2$	Amina	-amina.
$\text{R}-\text{O}-\text{R}'$ ó ROR'	Éter.	-éter.

4. Isomería

Son **isómeros** los compuestos distintos (tienen propiedades distintas) pero que tienen la misma fórmula molecular. Hay muchos compuestos orgánicos que tienen isómeros. Hay varios tipos de isomería.

1. **Isómeros constitucionales:** compuestos formados por los mismos átomos pero unidos de distinta manera. Los isómeros constitucionales pueden ser:

- **Isómeros de cadena:** difieren en la colocación de los átomos de carbono. Ejemplo: el C_4H_{10} puede ser la fórmula de:

Butano:

Isopropano o 2-metilpropano

- **Isómeros de posición:** tienen el mismo esqueleto carbonado y difieren en la posición del grupo funcional o del enlace doble o triple. Ejemplo: $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ puede ser:

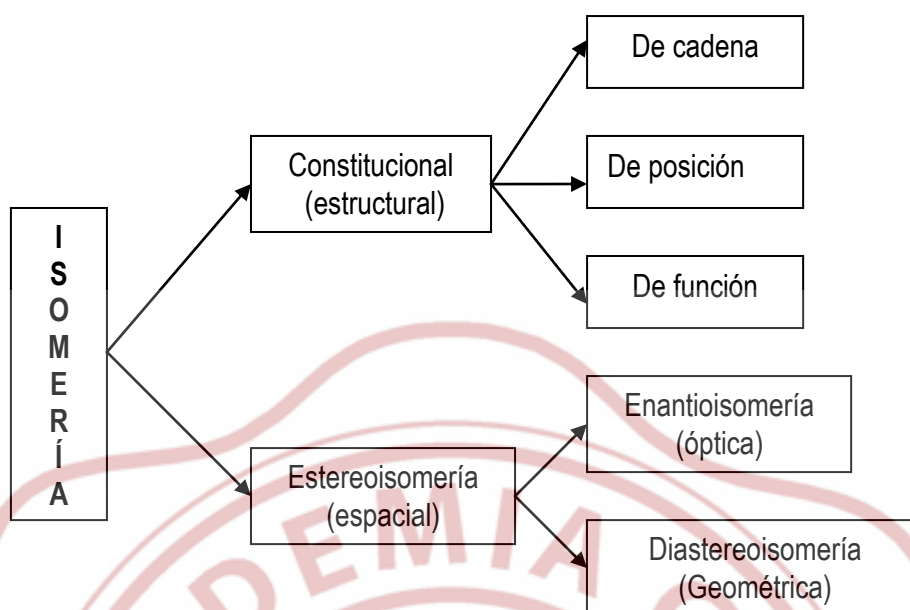
1-propanol:

2-propanol:

- **Isómeros de función:** difieren en el grupo funcional. Ejemplo: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ puede ser:

Etanol:

Dimetiléter:



2. **Estereoisómeros:** compuestos que tienen sus átomos unidos de igual manera pero su disposición en el espacio es diferente. Los estereoisómeros pueden ser:

- **Enantiómeros:** compuestos en los que sus moléculas guardan una relación objeto-imagen especular (reflejo en un espejo). Una molécula posee una enantiómero si no es superponible con su imagen especular. Para que un compuesto pueda tener enantiómeros debe tener un carbono asimétrico (C*) que es un átomo de carbono con los cuatro sustituyentes distintos.
- **Diastereoisómeros:** son estereoisómeros que no tienen entre sí una relación objeto-imagen especular. A uno de ellos se le llama isómero cis y al otro isómero trans.



FORMULACIÓN INORGÁNICA

TIPOS DE SUSTANCIAS.

Podemos clasificar las sustancias a formular por el número de elementos que las forman, y dentro de cada grupo las clasificaremos por el tipo de elementos que se van a combinar.

Sustancias de un sólo elemento:

Sustancias simples. X_n

Sustancias de dos elementos:

Óxidos de metales. M_nO_m

Óxidos de no metales. NM_nO_m

Compuestos metal - no metal. M_nNM_m

Compuestos no metal - no metal. NM_nNM_m

Hidruros. MH_n

Hidrácidos. H_nNM

Hidrógeno con no metal. NMH_n

Sustancias de tres o más elementos:

Hidróxidos. $M(OH)_n$

Oxácidos. $H_aX_bO_c$

Oxisales neutras. $M_n(X_bO_c)_m$

Oxisales ácidas. $M_n(HX_bO_c)_m$

1. SUSTANCIAS SIMPLES

¿Qué son?

Llamamos sustancias simples a las que están constituidas por átomos de un sólo elemento.

¿Cómo se nombran?

En general se nombran con el nombre del elemento constituyente, y su fórmula será el símbolo del elemento (Fe, Na, Cu, C, etc), excepto las siguientes moléculas que se presentan en forma diatómica o triatómica, y se nombran según la IUPAC con los prefijos di- o tri-, aunque es frecuente que aparezcan sin prefijos.

Ejemplos

H ₂	Dihidrógeno o hidrógeno	F ₂	Difluor o flúor
N ₂	Dinitrógeno o nitrógeno	Cl ₂	Dicloro o cloro
O ₂	Dioxígeno u oxígeno	Br ₂	Dibromo o bromo
O ₃	Trioxígeno u Ozono	I ₂	Diiodo o yodo
Fe	Hierro	C	Carbono
Na	Sodio	S	Azufre

2. ÓXIDOS DE METALES

¿Qué son?

Son combinaciones binarias de un **metal** con el **oxígeno**, en las que el oxígeno tiene número de oxidación -2.

¿Cómo se nombran?

Para su nomenclatura emplearemos preferentemente la:

Nomenclatura de Stock: Se nombra con las palabras "óxido de" y el nombre del metal seguido inmediatamente del número de oxidación con el que actúa entre paréntesis y con números romanos. Si el número de oxidación del metal es fijo no es necesario especificarlo.

Óxido de METAL (N)

La IUPAC también acepta la nomenclatura estequiométrica para estos óxidos, aunque es preferible emplear la nomenclatura de Stock siempre que haya átomos metálicos y la estequiométrica cuando los átomos sean todos no metales.

Si nos dan la fórmula

En la fórmula: el oxígeno tiene número de oxidación -2, y el número de oxidación del metal lo podemos deducir sabiendo que el compuesto es neutro. Si es siempre el mismo lo debemos conocer y no hace falta deducirlo.

Si nos dan el nombre

En el nombre: nos fijaremos en el número de oxidación del metal, que está entre paréntesis, si no se indica es que lo tenemos que saber, recuerda la tabla de números de oxidación. Como el número de oxidación del oxígeno es -2 sólo tenemos que calcular cuántos átomos de cada precisamos para que el compuesto sea neutro.

Ejemplos

Na_2O	Óxido de sodio
FeO	Óxido de hierro(II)
Fe_2O_3	Óxido de hierro(III)
CrO_3	Óxido de cromo(VI)
CaO	Óxido de calcio

3. ÓXIDOS DE NO METALES

¿Qué son?

Son combinaciones binarias de un **no metal** con el **oxígeno**, en las que el oxígeno emplea el número de oxidación -2.

¿Cómo se nombran?

Para su nomenclatura emplearemos preferentemente la:

Nomenclatura estequiométrica: consiste en anteponer a la palabra "óxido" un prefijo que nos indique el número de oxígenos seguida de "de" y el nombre del no metal con un prefijo que nos indique el número de átomos de ese no metal.

Los prefijos son: mono-, di-, tri-,tetra-, penta-, hexa-, hepta-, etc.

Prefijo-óxido de prefijo-NOMETAL

El prefijo mono- sólo se emplea antes que "óxido" y cuando los coeficientes estequiométricos sean 1:1.

Si nos dan la fórmula

En la fórmula: Leemos el compuesto al revés, indicando con los prefijos el número de átomos de cada elemento que hay en la fórmula.

Si nos dan el nombre

En el nombre: También escribimos la fórmula al revés traduciendo los prefijos en los coeficientes estequiométricos de la fórmula.

La IUPAC también acepta la nomenclatura de Stock para estos óxidos, aunque es preferible emplear la nomenclatura estequiométrica siempre que haya sólo átomos no metálicos y la de Stock cuando haya metales y no metales.

Ejemplos

N_2O	Óxido de dinitrógeno
NO	Monóxido de nitrógeno
N_2O_3	Trióxido de dinitrógeno
CO	Monóxido de carbono
CO_2	Dióxido de carbono

4. COMPUESTOS METAL CON NO METAL

¿Qué son?

Son combinaciones binarias entre un **metal** y un **no metal**.

¿Cómo se nombran?

Nomenclatura de Stock: Se nombra el no metal terminado en "-uro" seguido de "de" y del nombre del metal seguido inmediatamente del número de oxidación con el que actúa entre paréntesis, en caso de que pueda actuar con más de uno.

NOMETAL-uro de METAL(N)

Si nos dan la fórmula

En la fórmula: A partir del número de oxidación del no metal deduciremos el número de oxidación del metal. Estos números de oxidación están en la tabla de números de oxidación en la parte inferior derecha

Si nos dan el nombre

En el nombre: El número de oxidación del no metal lo debemos saber, y el del metal si no es fijo nos lo tienen que dar entre paréntesis, luego queda calcular cuántos átomos de cada hacen neutro al compuesto.

Ejemplos

CaF_2	Fluoruro de calcio
CuBr_2	Bromuro de cobre(II)
FeCl_3	Cloruro de hierro(III)
K_2Se	Seleniuro de potasio
Ag_2S	Sulfuro de plata

5. COMPUESTOS NO METAL - NO METAL

¿Qué son?

Son combinaciones de dos **no metales**, distintos del oxígeno y el hidrógeno.

¿Cómo se nombran?

Nomenclatura estequiométrica: Se nombra el no metal de la derecha terminado en "-uro" con un prefijo que indique el número de átomos que

intervienen, seguido del nombre del otro no metal con un prefijo que indique el número de átomos que intervienen.

Prefijo-NOMETAL-uro de prefijo-NOMETAL

Para saber en este tipo de compuestos que elemento va a la derecha y que elemento va a la izquierda se siguen las posiciones de la siguiente lista:

B, Si, C, Sb, As, P, N, Te, Se, S, I, Br, Cl, O, F.

Pero no te preocupes las fórmulas en general se dan correctamente.

Si nos dan la fórmula

En la fórmula: Leemos el compuesto al revés, indicando con los prefijos el número de átomos de cada elemento que hay en la fórmula.

Si nos dan el nombre

En el nombre: También escribimos la fórmula al revés traduciendo los prefijos en los coeficientes estequiométricos de la fórmula.

Ejemplos

PCl_3	Tricloruro de fósforo
BrF_5	Pentafluoruro de bromo
As_2Se_3	Triseleniuro de diarsénico
Si_3N_4	Tetranitruro de trisilicio

6. HIDRUROS METÁLICOS

¿Qué son?

Son combinaciones binarias del **hidrógeno** con los **metales**, en las que el H tiene número de oxidación -1.

Los hidruros de los grupos 1 y 2 tienen un carácter iónico más acentuado que los de los grupos 13 y 14, que se caracterizan por poseer un carácter covalente importante. Pero a efectos de nomenclatura los nombraremos igual, excepto el hidruro de boro que por su carácter no metálico lo nombraremos dentro de los compuestos de H + no metal.

¿Cómo se nombran?

Se nombran con las palabras "hidruro de" y el nombre del metal. El número de hidrógenos coincide con el número de oxidación del metal.

Hidruro de METAL

Si nos dan la fórmula

En la fórmula: Se nombra con la palabra hidruro y el nombre del metal.

Si nos dan el nombre

En el nombre: El número de hidrógenos coincide con el número de oxidación del metal.

Ejemplos

LiH	Hidruro de litio
CaH ₂	Hidruro de calcio
AlH ₃	Hidruro de aluminio
GeH ₄	Hidruro de germanio
SnH ₄	Hidruro de estaño

7. HIDRÁCIDOS

¿Qué son?

Son combinaciones del **hidrógeno** con los **Calcógenos** (grupo 16) y los **Halógenos** (grupo 17).

El hidrógeno actúa con número de oxidación +1, y son los únicos compuestos binarios de hidrógeno donde el hidrógeno se formula a la izquierda.

¿Cómo se nombran?

Se nombra el no metal terminado en "-uro" seguido de "de" y la palabra "hidrógeno"

NOMETAL-uro de hidrógeno

Estos compuestos denominan hidrácidos por la propiedad de que al disolverlos en agua dan disoluciones ácidas, es decir, ceden hidrógeno con facilidad. Se hace notar esta circunstancia con el subíndice (aq) que indica disolución acuosa.

En este caso se nombra con la palabra "ácido" y el nombre del no metal terminado en -hídrico.

Ácido NOMETAL-hídrico

Si nos dan la fórmula

En la fórmula: Se nombra el no metal terminado en "-uro".

En la fórmula: Si están en disolución acuosa se nombra como "ácido" y el nombre del no metal terminado en -hídrico.

Si nos dan el nombre

En el nombre: El número de hidrógenos coincide con el número de oxidación del no metal.

En el nombre: El número de hidrógenos coincide con el número de oxidación del no metal.

Ejemplos

Dentro de este grupo también podemos formular el HCN que presenta un hidrógeno ácido unido al grupo cianuro que contiene un triple enlace. Se nombra como cianuro de hidrógeno, pero en disolución será ácido cianhídrico.

	Nombre sistemático		Nombre en disolución acuosa
HF	Fluoruro de hidrógeno	HF _(aq)	Ácido fluorhídrico
HCl	Cloruro de hidrógeno	HCl _(aq)	Ácido clorhídrico
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	H ₂ S _(aq)	Ácido sulfhídrico
H ₂ Te	Telururo de hidrógeno	H ₂ Te _(aq)	Ácido telurhídrico
HCN	Cianuro de hidrógeno	HCN _(aq)	Ácido cianhídrico

8. HIDRÓGENO CON NO METAL

¿Qué son?

Son combinaciones del **hidrógeno** con los elementos del **grupo del nitrógeno** (grupo 15), con el **C y Si** del grupo del carbono (grupo 14), y con el **B** del grupo 13.

¿Cómo se nombran?

Se nombran con su nombre tradicional aunque también es correcto emplear la nomenclatura estequiométrica.

Si nos dan la fórmula

En la fórmula: Leemos el compuesto al revés, indicando con los prefijos el número de átomos de cada elemento que hay en la fórmula. El hidrógeno se nombra como hidruro.

Si nos dan el nombre

En el nombre: También escribimos la fórmula al revés traduciendo los prefijos en los coeficientes estequiométricos de la fórmula.

Ejemplos

Así, las fórmulas más simples pueden asociarse para dar compuestos algo más complejos:

	Nombre común	Nombre sistemático
NH_3	Amoníaco	Trihidruro de nitrógeno
N_2H_4	Hidracina	Tetrahidruro de dinitrógeno
PH_3	Fosfina	Trihidruro de fósforo
P_2H_4	Difosfina	Tetrahidruro de difósforo
AsH_3	Arsina	Trihidruro de arsénico
SbH_3	Estibina	Trihidruro de antimonio
CH_4	Metano	Metano
SiH_4	Silano	Tetrahidruro de silicio
Si_2H_6	Disilano	Hexahidruro de disilicio

BH_3	Borano	Trihidruro de boro
B_2H_6	Diborano	Hexahidruro de diboro

El metano sigue las normas de la nomenclatura orgánica.

9. HIDRÓXIDOS

¿Qué son?

Son compuestos ternarios que contienen un elemento metálico y tantas agrupaciones OH (hidróxido) como el número de oxidación que manifieste el metal. Con más propiedad se podrían definir como combinaciones entre cationes metálicos y aniones OH^- .

¿Cómo se nombran?

Según la nomenclatura de Stock se nombran con las palabras "hidróxido de" seguido del nombre del metal y entre paréntesis el número de oxidación, en números romanos, en el caso de que tenga más de uno.

Hidróxido de METAL(N)

Si nos dan la fórmula

En la fórmula: el número de oxidación del metal es igual al número de iones OH^- .

Si nos dan el nombre

En el nombre: El número de oxidación del metal si no es fijo nos lo tienen que dar entre paréntesis, luego la fórmula tendrá tantos OH como indica el número de oxidación del metal.

Ejemplos

LiOH	Hidróxido de litio
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	Hidróxido de bario
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Hidróxido de hierro(III)
$\text{Cr}(\text{OH})_3$	Hidróxido de cromo(III)
$\text{Al}(\text{OH})_3$	Hidróxido de aluminio

10. OXÁCIDOS

¿Qué son?

Se llaman oxácidos u oxoácidos, y obedecen a una fórmula general:



en la que X es normalmente un no metal, pero a veces también puede ser un metal de transición que se encuentra en un número de oxidación elevado, como Cr^{+6} , Mn^{+6} o Mn^{+7} .

¿Cómo se nombran?

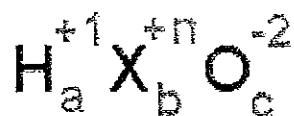
Este es el único tipo de compuestos en el que permanece la nomenclatura antigua. La IUPAC propone una nueva nomenclatura, que aún está poco extendida dado que cuesta bastante deshabituarse de decir, por ejemplo ácido sulfúrico, que es un compuesto de uso frecuente, a decir tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno, como propone la IUPAC. Ella misma admite como válida la nomenclatura tradicional en este tipo de compuestos.

Nomenclatura tradicional.

Para aprender a formular este tipo de compuestos hay que conocer los números de oxidación con los que los no metales pueden actuar. Estos son los siguientes

Halógenos	+1, +3, +5, +7
Calcógenos	+4, +6
Grupo do N	+3, +5
Grupo do C	+4

Si nos dan la fórmula del ácido tenemos que deducir el número de oxidación del elemento central X (+n), será igual al doble de oxígenos que tenga menos los hidrógenos. Si del elemento central tenemos varios átomos el resultado lo dividimos por ese número.



$$+n = \frac{2c - a}{b}$$

Cuando un elemento presenta más de un número de oxidación posible se emplean unos **prefijos** y unos **sufijos** concretos. Como el número más elevado de posibles números de oxidación para un elemento (en los casos que vamos a estudiar) es cuatro nos referiremos a estos casos.

Para el número de oxidación MÁS BAJO se antepone al nombre del elemento central el prefijo **HIPO-** (del griego hypo, inferior) y detrás del nombre el sufijo **-OSO**.

Para el número de oxidación BAJO se añade al nombre del elemento central el sufijo **-OSO**.

Para el número de oxidación ALTO se añade al nombre del elemento central el sufijo **-ICO**.

Para el número de oxidación MÁS ALTO se añade el prefijo **PER-** (del griego hyper, superior) y el sufijo **-ICO**.

Número de oxidación	Acido
Más alto	per- -ico
Alto	-ico
Bajo	-oso
Más bajo	hipo- -oso

Otros prefijos que debemos conocer son los prefijos **meta-** y **orto-** : De algunos ácidos se conocen dos formas, que se diferencian en el número de hidrógenos y oxígenos, de forma que parecen diferenciarse en un determinado número de moléculas de agua H_2O . Por ejemplo, tenemos dos ácidos peryódicos: el HIO_4 y el H_5IO_6 , éste es como si tuviera 2 moléculas de agua más que el primero. El prefijo **meta-** se utiliza para indicar el ácido que tiene menor contenido en agua y el prefijo **orto-** se utiliza para indicar el ácido que tiene mayor contenido en agua. HIO_4 es el ácido metaperyódico y H_5IO_6 es el ácido ortoperyódico.

Si nos dan la fórmula

En la fórmula: Deducimos el número de oxidación del elemento central, como vimos es el doble de los oxígenos menos los hidrógenos, y según sea (más alto, alto, bajo, o más bajo) ponemos la terminación que corresponda (per- -ico, -ico, -oso, o hipo- -oso).

Si nos dan el nombre

En el nombre: A partir de los prefijos y sufijos deducimos el número de oxidación del elemento central. El hidrógeno tiene número de oxidación +1 y el oxígeno -2. Buscamos luego unos coeficientes que hagan que la carga aportada por los oxígenos sea igual y de signo contrario a la aportada por los hidrógenos y el elemento central.

Ejemplos: Los oxácidos más comunes son los siguientes.

HALÓGENOS: números de oxidación: +1, +3, +5, +7. Dan oxácidos o Cl, Br, I pero no F.

Nº de oxidación (+1): HClO	ácido hipocloroso
Nº de oxidación (+3): HClO_2	ácido cloroso
Nº de oxidación (+5): HClO_3	ácido clórico
Nº de oxidación (+7): HClO_4	ácido perclórico

El oxácido correspondiente al número de oxidación +3 para el yodo (I) no tiene existencia real y tampoco se conoce ningún derivado suyo.

CALCÓGENOS: números de oxidación: +4, +6. Estudiaremos los oxácidos del S, Se, Te.

Nº de oxidación (+4): H_2SO_3	ácido sulfuroso
Nº de oxidación (+6): H_2SO_4	ácido sulfúrico

NITROGENOIDEOS: números de oxidación: +3, +5. Estudiaremos los oxácidos del N, P, As.

Nº de oxidación (+3): HNO_2	ácido nitroso
Nº de oxidación (+5): HNO_3	ácido nítrico
También se conoce el de N^{+1} : $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$	ácido hiponitroso

Hay que recordar que los oxácidos de P e As son distintos a los de N ya que el número de H que llevan es 3. Estos ácidos con dos hidrógenos más, se denominan ácidos **orto-**, aunque no es muy utilizado dicho prefijo, pues los ácidos meta no se conocen.

Nº de oxidación (+3): H_3PO_3	ácido fosfónico, fosforoso u ortofosfónico
Nº de oxidación (+5): H_3PO_4	ácido fosfórico u ortofosfórico

CARBONO Y SILICIO: número de oxidación: +4.

Nº de oxidación (+4): H_2CO_3	ácido carbónico
Nº de oxidación (+4): $(\text{H}_2\text{SiO}_3)_n$	ácidos metasilícicos
Nº de oxidación (+4): H_4SiO_4	ácido ortosilícico

CROMO Y MANGANESO: No sólo forman ácidos los no metales sino también muchos de los metales de transición, por ejemplo el Cr y Mn.

Nº de oxidación (+6): H_2CrO_4	ácido crómico
Nº de oxidación (+6): $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	ácido dicrómico
Nº de oxidación (+6): H_2MnO_4	ácido mangánico
Nº de oxidación (+7): HMnO_4	ácido permangánico

Nomenclatura sistemática de la IUPAC

En esta nomenclatura ya no son necesarios los prefijos orto- y meta- ni el sufijo -oso. Para nombrar los ácidos indicaremos el número de oxidación del elemento central y el número de oxígenos con los prefijos: di-, tri-, tetra-, etc. El número de hidrógenos queda así fijado, será igual al doble de los oxígenos menos el número de oxidación del elemento central.

Prefijo-oxo-ELEMENTO CENTRAL-ato(Nº Ox.) de hidrógeno

	Nomenclatura sistemática de Stock
HClO	oxoclorato(I) de hidrógeno
HClO_2	dioxoclorato(III) de hidrógeno
HClO_3	trioxoclorato(V) de hidrógeno
HClO_4	tetraoxoclorato(VII) de hidrógeno
H_2SO_3	trioxosulfato(IV) de hidrógeno
H_2SO_4	tetraoxosulfato(VI) de hidrógeno

HNO_2	dioxonitrato(III) de hidrógeno
HNO_3	trioxonitrato(V) de hidrógeno
H_3PO_3	trioxofosfato(III) de hidrógeno
H_3PO_4	tetraoxofosfato(V) de hidrógeno
H_2CO_3	trioxocarbonato de hidrógeno
H_4SiO_4	tetraoxosilicato de hidrógeno
H_2CrO_4	tetraoxocromato(VI) de hidrógeno
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	heptaoxodicromato(VI) de hidrógeno
H_2MnO_4	tetraoxomanganato(VI) de hidrógeno
HMnO_4	tetraoxomanganato(VII) de hidrógeno

11. OXISALES NEUTRAS

¿Qué son?

Son los derivados de sustituir todos los hidrógenos, o parte de ellos como en las sales ácidas, de los oxácidos por cationes metálicos como el Na^+ , o no metálicos como el NH_4^+ (amonio). Cuando se sustituyen todos los hidrógenos se forman las sales neutras y cuando sólo se sustituye algún de los hidrógenos las sales ácidas.

¿Cómo se nombran?

Nomenclatura tradicional.

Para su formulación se siguen las mismas reglas que para los ácidos de los que provienen pero cambiando las terminaciones y manteniendo los prefijos. Para los números de oxidación bajos la terminación -OSO cambia por la de -ITO, y para los números de oxidación altos la terminación -ICO cambia por la de -ATO.

Número de oxidación	Ácido		anión	
Más alto	per-	-ico	per-	-ato
Alto		-ico		-ato
Bajo		-oso		-ito
Más bajo	hipo-	-oso	hipo-	-ito

Si nos dan la fórmula

En la fórmula: **Na₂SO₄**

- Disociamos la sal en sus iones. A partir de la carga del catión (ión positivo) deducimos la carga del anión (ión negativo).
- Deducimos el número de oxidación del átomo central, sabiendo que el oxígeno tiene número de oxidación -2.
- Recordar los números de oxidación con que pueden actuar los elementos centrales, y asignar prefijos y sufijos.



Se sigue la nomenclatura de Stock, por lo tanto si el metal puede tener otros números de oxidación se indica entre paréntesis el que tiene en el compuesto.

Si nos dan el nombre

En el nombre: **Nitrato de calcio**

- Indicar cual es el catión. De tener varios posibles números de oxidación nos lo tienen que indicar por la nomenclatura de Stock. Y deducir por los prefijos y sufijos el número de oxidación del elemento central que participa en el anión.
- Formular el oxácido de N⁺⁵
- Deducir el anión a partir del ácido, se quitan los hidrógenos y se ponen tantas cargas negativas como hidrógenos tiene el ácido. Escribir el compuesto de forma que sea eléctricamente neutro, colocando unos coeficientes estequiométricos que nos indiquen cuantos cationes y aniones participan en la fórmula.

Ejemplos

	Catión	Anión	Fórmula
Bromato de calcio	Ca^{+2}	BrO_3^-	$\text{Ca}(\text{BrO}_3)_2$
Hipoclorito de sodio	Na^+	ClO^-	NaClO
Sulfato de aluminio	Al^{+3}	SO_4^{-2}	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
Fosfato de magnesio	Mg^{+2}	PO_4^{-3}	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$
Nitrato de ferro (III)	Fe^{+3}	NO_3^-	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

Nomenclatura sistemática de la IUPAC

El anión, o ión negativo, se nombra como en los ácidos. Los prefijos bis, tris, tetrakis, pentakis, hexakis, etc. nos indican la repetición del anión poliatómico.

La carga del anión es el doble de los oxígenos menos el número de oxidación del elemento central.

	Catión	Anión	Fórmula
Bis[trioxobromato(V)] de calcio	Ca^{+2}	BrO_3^-	$\text{Ca}(\text{BrO}_3)_2$
Oxoclorato(I) de sodio	Na^+	ClO^-	NaClO
Tris[tetraoxosulfato(VI)] de aluminio	Al^{+3}	SO_4^{-2}	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
Bis[tetraoxofosfato(V)] de magnesio	Mg^{+2}	PO_4^{-3}	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$
Tris[trioxonitrato(V)] de hierro(III)	Fe^{+3}	NO_3^-	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

12. SALES ÁCIDAS

¿Qué son?

Los oxácidos con más de un hidrógeno no los ceden todos con igual facilidad. Se forman iones que aún contienen átomos de H. Estos iones se pueden combinar con cationes dando lugar a las sales ácidas.

¿Cómo se nombran?

Se nombran igual que las sales neutras añadiendo los prefijos hidrógeno- o dihidrógeno- delante del nombre de la sal neutra correspondiente.

Si nos dan la fórmula

En la fórmula: **NaHCO₃**

- Disociamos la sal en sus iones. A partir de la carga del catión (ión positivo) deducimos la carga del anión (ión negativo).
- Deducimos el número de oxidación del átomo central, sabiendo que el oxígeno tiene número de oxidación -2 y el hidrógeno +1.
- Recordar los números de oxidación con que pueden actuar los elementos centrales, y asignar prefijos y sufijos.

Se sigue la nomenclatura de Stock, por lo tanto si el metal puede tener otros números de oxidación se indica entre paréntesis el que tiene en el compuesto.

Si nos dan el nombre

En el nombre: **Hidrogenosulfito de sodio**

- Indicar cuál es el catión. De tener varios posibles números de oxidación nos lo tienen que indicar por la nomenclatura de Stock. Y deducir por los prefijos y sufijos el número de oxidación del elemento central que participa en el anión:
- Formular el oxácido de S⁺⁴
- Deducir el anión a partir del ácido. El anión queda con tantas cargas negativas como hidrógenos pierde el ácido. Escribir el compuesto de forma que sea eléctricamente neutro, colocando unos coeficientes estequiométricos que nos indiquen cuántos cationes y aniones participan en la fórmula.

Ejemplos

	Catión	Anión	Nombre
NaHCO ₃	Na ⁺	HCO ₃ ⁻	Hidrogenocarbonato de sodio
Fe(HSO ₄) ₃	Fe ⁺³	HSO ₄ ⁻	Hidrogenosulfato de hierro(III)
Ca(HSO ₃) ₂	Ca ⁺²	HSO ₃ ⁻	Hidrogenosulfito de calcio
Ca(H ₂ PO ₄) ₂	Ca ⁺²	H ₂ PO ₄ ⁻	Dihidrogenofosfato de calcio
K ₂ HPO ₄	K ⁺	HPO ₄ ⁻²	Hidrogenofosfato de potasio

Nomenclatura sistemática de la IUPAC

El anión, o ión negativo, se nombra como en los ácidos, precedido de hidrógeno- o de dihidrógeno-. Los prefijos bis, tris, tetrakis, pentakis, hexakis, etc. nos indican la repetición del anión poliatómico.

La carga del anión es el doble de los oxígenos menos la suma del número de oxidación del elemento central y los hidrógenos.

	Catión	Anión	Nombre
NaHCO_3	Na^+	HCO_3^-	Hidrogenotrioxocarbonato(IV) de sodio
$\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$	Fe^{+3}	HSO_4^-	Tris[hidrogenotetraoxosulfato(VI)] de hierro(III)
$\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$	Ca^{+2}	HSO_3^-	Bis[hidrogenotrioxosulfato(IV)] de calcio
$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	Ca^{+2}	H_2PO_4^-	Bis[dihidrogenotetraoxofosfato(V)] de calcio
K_2HPO_4	K^+	HPO_4^{2-}	Hidrogenotetraoxofosfato(V) de potasio



EJERCICIOS FORMULACIÓN INORGÁNICA

ÓXIDOS METÁLICOS

Óxido de titanio(IV)
Óxido de potasio
Óxido de cromo(III)
Óxido de plata
Óxido de níquel(II)
Óxido de calcio
Óxido de aluminio
Óxido de hierro(III)
Óxido de cobre(I)
Óxido de bario
Óxido de molibdeno(V)
Óxido de sodio
Óxido de hierro(II)
Óxido de wolframio(VI)
Óxido de magnesio
Óxido de manganeso(III)
Óxido de cadmio
Óxido de litio
Óxido de cinc
Óxido de galio

ÓXIDOS NO METÁLICOS

Dióxido de bromo

Hexaóxido de tetrafósforo

Dióxido de carbono

Monóxido de nitrógeno

Pentaóxido de diyodo

Trióxido de dibismuto

Pentaóxido de diarsénico

Trióxido de selenio

Dióxido de telurio

Óxido de dicloro

Dióxido de nitrógeno

Heptaóxido de dibromo

Trióxido de azufre

Dióxido de bromo

Hexaóxido de tetraarsénico

Tetraóxido de dinitrógeno

Heptaóxido de dicloro

Dióxido de selenio

Monóxido de carbono

Dióxido de azufre

METAL + NO-METAL

Cloruro de cesio
Yoduro de magnesio
Yoduro de oro(III)
Sulfuro de wolframio(VI)
Arseniuro de cadmio
Teluro de estaño(IV)
Sulfuro de cinc
Fluoruro de cobre(II)
Yoduro de cromo(II)
Fluoruro de litio
Cloruro de bario
Bromuro de plata
Fosfuro de manganeso(III)
Cloruro de hierro(III)
Siliciuro de calcio
Nitruro de mercurio(II)
Cloruro de potasio
Cloruro de estaño(IV)
Cloruro de cromo(III)
Cloruro de titanio(IV)

NO-METAL + NO-METAL

Tricloruro de boro

Tribromuro de fósforo

Tetracloruro de silicio

Pentafluoruro de yodo

Trifluoruro de nitrógeno

Pentasulfuro de dinitrógeno

Hexafluoruro de telurio

Dicloruro de diazofre

Trisulfuro de diboro

Pentacloruro de fósforo

Hexafluoruro de azufre

Heptafluoruro de yodo

Tricloruro de fósforo

Triseleniuro de diarsénico

Tetrafluoruro de telurio

Tricloruro de nitrógeno

Triyoduro de arsénico

Tetracloruro de carbono

Pentacloruro de antimonio

Tetrayoduro de diarsénico

HIDRUROS

Hidruro de potasio

Hidruro de calcio

Hidruro de galio

Hidruro de sodio

Hidruro de aluminio

Hidruro de magnesio

Hidruro de rubidio

Hidruro de bario

Hidruro de estaño

Hidruro de litio

Hidruro de berilio

Hidruro de plomo

Hidruro de cesio

Hidruro de estroncio

Hidruro de germanio

Hidruro de aluminio

Hidruro de potasio

Hidruro de calcio

Hidruro de estaño

Hidruro de sodio

HIDRÁCIDOS

Yoduro de hidrógeno
Ácido sulfhídrico
Bromuro de hidrógeno
Ácido clorhídrico
Ácido fluorhídrico
Ácido telurhídrico
Cloruro de hidrógeno
Sulfuro de hidrógeno
Ácido cianhídrico
Ácido bromhídrico
Seleniuro de hidrógeno
Fluoruro de hidrógeno
Telururo de hidrógeno
Ácido clorhídrico
Ácido selenhídrico
Sulfuro de hidrógeno
Cloruro de hidrógeno
Ácido yodhídrico
Cianuro de hidrógeno
Bromuro de hidrógeno

HIDRÓGENO + NO-METAL

Trihidruro de fósforo

Amoníaco

Metano

Borano

Tetrahidruro de silicio

Disilano

Trihidruro de antimonio

Hexahidruro de diboro

Trihidruro de nitrógeno

Silano

Arsina

Hidrazina

Decahidruro de tetrasilicio

Trihidruro de boro

Fosfina

Tetrahidruro de difósforo

Hexahidruro de disilicio

Trihidruro de arsénico

Tetrahidruro de dinitrógeno

Estibina

HIDRÓXIDOS

Hidróxido de calcio

Hidróxido de potasio

Hidróxido de aluminio

Hidróxido de zinc

Hidróxido de hierro(III)

Hidróxido de bario

Hidróxido de cromo(II)

Hidróxido de litio

Hidróxido de manganeso(II)

Hidróxido de sodio

Hidróxido de níquel(II)

Hidróxido de escandio

Hidróxido de cadmio

Hidróxido de magnesio

Hidróxido de hierro(II)

Hidróxido de plomo(II)

Hidróxido de estroncio

Hidróxido de cobalto(II)

Hidróxido de rubidio

Hidróxido de galio

OXOÁCIDOS

Ácido clórico

Ácido sulfúrico

Ácido fosfórico

Ácido carbónico

Ácido peryódico

Ácido sulfuroso

Ácido ortosilícico

Ácido hipobromoso

Ácido ortoarsenioso

Ácido permangánico

Ácido crómico

Ácido selénico

Ácido cloroso

Ácido mangánico

Ácido dicrómico

Ácido nítrico

Ácido perclórico

Ácido telúrico

Ácido nítrico

Ácido fosfónico

OXOÁCIDOS (IUPAC)

Trioxoclorato(V) de hidrógeno
Tetraoxosulfato(VI) de hidrógeno
Tetraoxofosfato(V) de hidrógeno
Trioxocarbonato(IV) de hidrógeno
Tetraoxoiodato(VII) de hidrógeno
Trioxosulfato(IV) de hidrógeno
Tetraoxosilicato(IV) de hidrógeno
Oxobromato(I) de hidrógeno
Trioxoarseniato(III) de hidrógeno
Tetraoxomanganato(VII) de hidrógeno
Tetraoxocromato(VI) de hidrógeno
Tetraoxoseleniato(VI) de hidrógeno
Dioxoclorato(III) de hidrógeno
Tetraoxomanganato(VI) de hidrógeno
Heptaoxodicromato(VI) de hidrógeno
Trioxonitrato(V) de hidrógeno
Tetraococlorato(VII) de hidrógeno
Tetraoxotelurato(VI) de hidrógeno
Dioxonitrato(III) de hidrógeno
Trioxofosfato(III) de hidrógeno

OXOSALES NEUTRAS

Nitrato de aluminio
Carbonato de cadmio
Sulfato de potasio
Fosfato de calcio
Sulfito de plomo(II)
Nitrato de hierro(II)
Nitrito de amonio
Permanganato de potasio
Silicato de calcio
Sulfato de hierro(III)
Hipoclorito de bario
Dicromato de plomo(II)
Cromato de cobre(II)
Seleniato de cadmio
Arseniato de cinc
Bromato de calcio
Peryodato de sodio
Telurito de cobre(II)
Sulfato de manganeso(III)
Fosfato de cobalto(II)

OXOSALES NEUTRAS (IUPAC)

Tris[trioxonitrato(V)] de aluminio
Trioxocarbonato(IV) de cadmio
Tetraoxosulfato(VI) de potasio
Bis[tetraoxofosfato(V)] de calcio
Trioxosulfato(IV) de plomo(II)
Bis[trioxonitrato(V)] de hierro(II)
Dioxonitrato(III) de amonio
Tetraoxomanganato(VII) de potasio
Tetraoxosilicato(IV) de calcio
Tris[tetraoxosulfato(VI)] de hierro(III)
Bis[oxoclorato(I)] de bario
Heptaoxodicromato(VI) de plomo(II)
Tetraoxocromato(VI) de cobre(II)
Tetraoxoseleniato(VI) de cadmio
Bis[tetraoxoarseniato(VI)] de cinc
Bis[trioxobromato(V)] de calcio
Tetraoxoyodato(VII) de sodio
Trioxotelurato(IV) de cobre(II)
Tris[tetraoxosulfato(VI)] de manganeso(III)
Bis[tetraoxofosfato(V)] de cobalto(II)

OXOSALES ÁCIDAS

Hidrogenosulfito de sodio

Hidrogenosulfato de hierro(II)

Hidrogenofosfato de calcio

Hidrogenocarbonato de litio

Hidrogenoseleniato de aluminio

Hidrogenocarbonato de sodio

Hidrogenosulfato de sodio

Hidrogenoarseniato de cobre(II)

Hidrogenofosfato de bario

Hidrogenosulfito de calcio

Hidrogenocarbonato de calcio

Hidrogenofosfato de plata

Hidrogenofosfato de aluminio

Dihidrogenofosfato de potasio

Hidrogenoarseniato de cobre(I)

Hidrogenosulfato de escandio

Hidrogenofosfato de potasio

Hidrogenoarseniato de mercurio(I)

Dihidrogenoarseniato de plomo(II)

Dihidrogenofosfato de bario

OXOSES ÁCIDAS (IUPAC)

Hidrogenotrioxosulfato(IV) de sodio

Bis[hidrogenotetraoxosulfato(VI)] de hierro(II)

Hidrogenotetraoxofosfato(V) de calcio

Hidrogenotrioxocarbonato(IV) de litio

Tris[hidrogenotetraoxoseleniato(VI)] de aluminio

Hidrogenotrioxocarbonato(IV) de sodio

Hidrogenotetraoxosulfato(VI) de sodio

Hidrogenotetraoxoarseniato(VI) de cobre(II)

Hidrogenotetraoxofosfato(VI) de bario

Bis[hidrogenotrioxosulfato(IV)] de calcio

Bis[hidrogenotrioxocarbonato(IV)] de calcio

Hidrogenotetraoxofosfato(V) de plata

Tris[hidrogenotetraoxofosfato(V)] de aluminio

Dihidrogenotetraoxofosfato(V) de potasio

Hidrogenotetraoxoarseniato(V) de cobre(I)

Tris[hidrogenotetraoxosulfato(VI)] de escandio

Hidrogenotetraoxofosfato(V) de potasio

Hidrogenotetraoxoarseniato(VI) de mercurio(I)

Bis[dihidrogenotetraoxoarseniato(VI)] de plomo(II)

Bis[dihidrogenotetraoxofosfato(V)] de bario

EJERCICIOS NOMENCLATURA INORGÁNICA

ÓXIDOS METÁLICOS

Li_2O

BeO

CaO

K_2O

Al_2O_3

FeO

Cr_2O_3

CuO

PtO_2

SrO

Na_2O

MgO

Rb_2O

MnO_2

Cu_2O

Fe_2O_3

CrO

CrO_3

BaO

PbO_2

ÓXIDOS NO METÁLICOS

N_2O

SO_3

ClO_2

CO

As_2O_5

P_4O_{10}

Sb_4O_6

SeO_2

N_2O_4

Cl_2O_7

TeO_3

Cl_2O

N_2O_5

Br_2O_7

I_2O_5

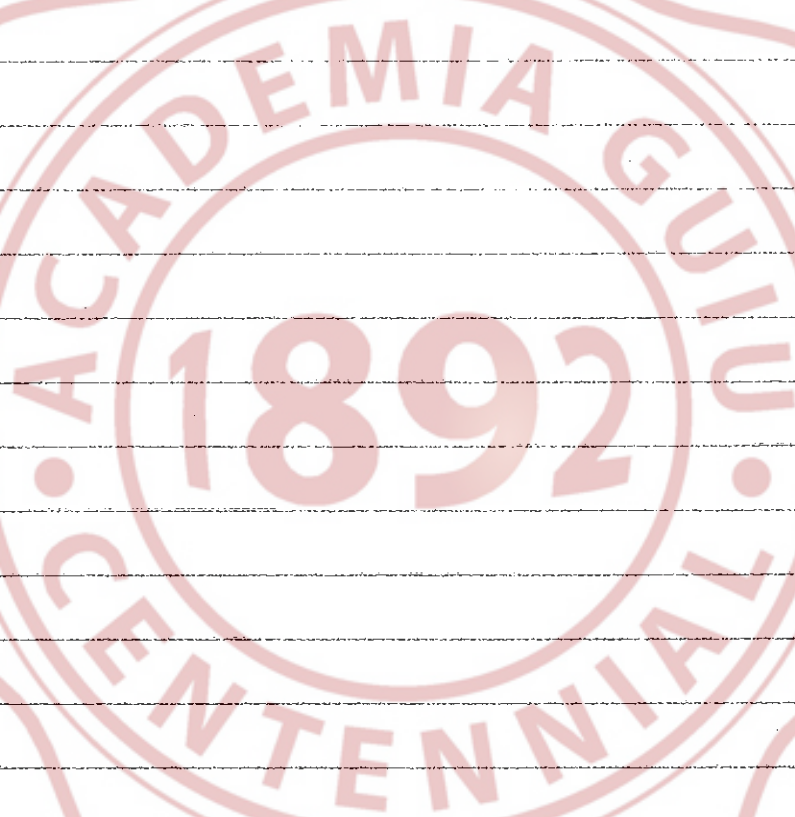
NO

SO_2

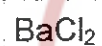
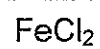
Br_2O

CO_2

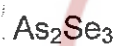
SeO_3



METAL + NO-METAL



NO-METAL + NO-METAL



HIDRUROS

NaH
BaH ₂
GaH ₃
KH
AlH ₃
LiH
MgH ₂
RbH
GeH ₄
CsH
BeH ₂
SnH ₄
CaH ₂
PbH ₄
SrH ₂
NaH
MgH ₂
AlH ₃
LiH
SnH ₄

HIDRÁCIDOS

HCl
HF _(aq)
H ₂ S
H ₂ Se _(aq)
HI
HCl _(aq)
H ₂ Te _(aq)
HF
H ₂ S _(aq)
HCN
HI _(aq)
H ₂ Te
HBr _(aq)
H ₂ Se
HCl
H ₂ S _(aq)
HBr
HF _(aq)
H ₂ Se
HCN _(aq)

HIDRÓGENO + NO-METAL

NH_3

CH_4

SbH_3

BH_3

N_2H_4

SiH_4

PH_3

P_2H_4

AsH_3

B_2H_6

Si_2H_6

CH_4

BH_3

PH_3

NH_3

Si_3H_8

B_2H_6

N_2H_4

SbH_3

P_2H_4

HIDRÓXIDOS

LiOH

Ca(OH)₂

Fe(OH)₃

Al(OH)₃

NaOH

Cu(OH)₂

Cr(OH)₂

Pb(OH)₂

Sr(OH)₂

La(OH)₃

AgOH

KOH

Fe(OH)₂

Pt(OH)₂

Ga(OH)₃

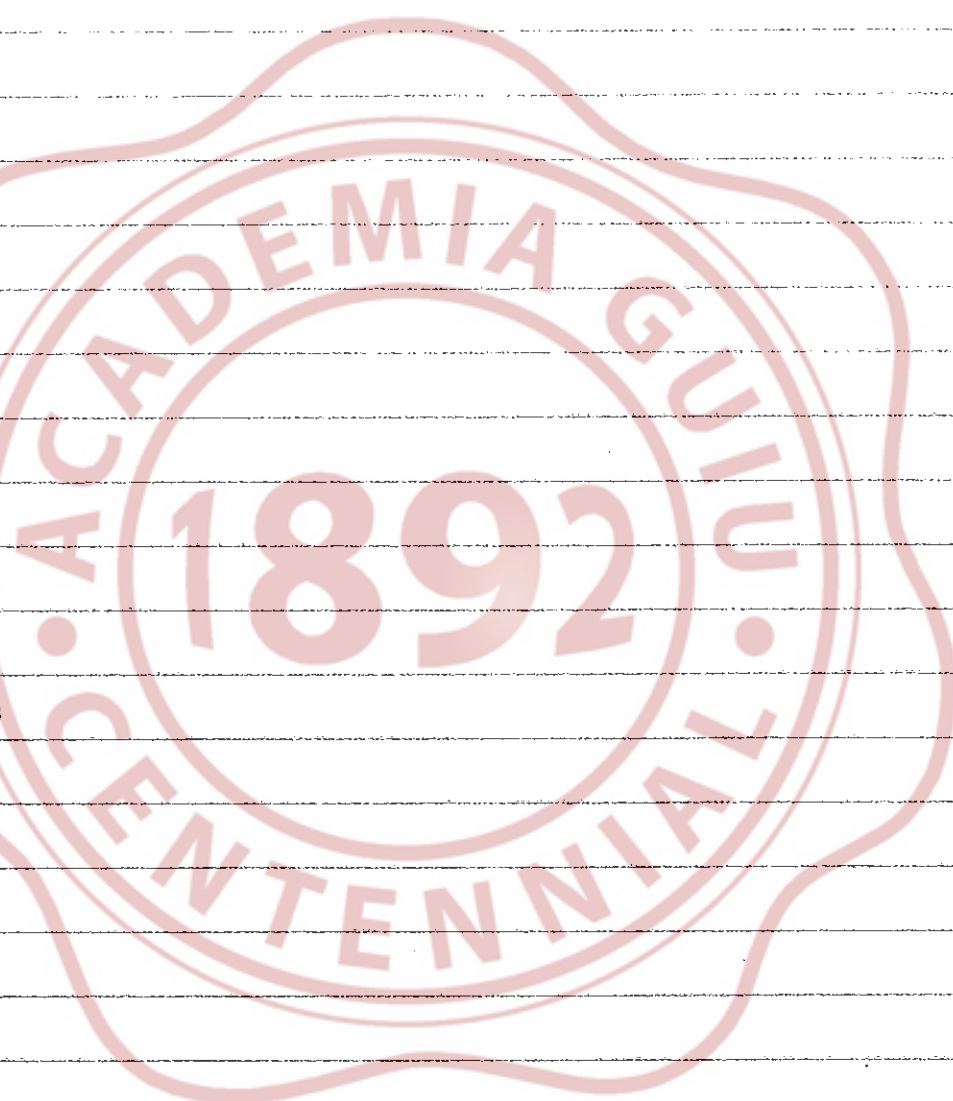
Co(OH)₂

Ce(OH)₃

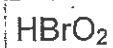
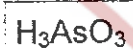
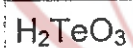
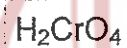
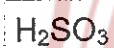
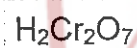
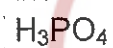
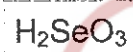
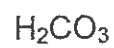
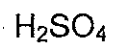
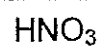
Cd(OH)₂

Ni(OH)₂

Ba(OH)₂



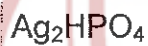
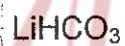
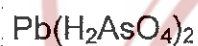
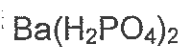
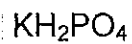
OXOÁCIDOS



OXOSALES NEUTRAS

KNO_3
CuSO_4
KMnO_4
NaClO
CaCO_3
NH_4NO_3
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
$\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
$\text{Ni}_3(\text{PO}_4)_2$
NaNO_2
PbSeO_4
CuCO_3
Li_4SiO_4
CaTeO_3
FeSO_3
$\text{Cr}_2(\text{SO}_3)_3$
$\text{Al}(\text{ClO}_3)_3$
HgCrO_4
AgNO_3

OXOSALES ÁCIDAS



FORMULACIÓN ORGÁNICA

1. Identificar la existencia de un grupo funcional

1.1 Si **NO** existe grupo funcional:

*La cadena Principal será aquella que contenga el mayor nº de átomos de Carbono, es decir, la **más larga y continua**, y todo lo que cuelgue de ella serán cadenas **laterales**. A continuación se numeran los átomos de carbono de la cadena principal de un extremo a otro, de tal forma que se asignen los números más bajos a los carbonos que poseen cadenas laterales.*

Si tenemos dos sustituyentes a igual distancia de los extremos se utiliza el orden alfabético, sin tener en cuenta las partículas multiplicativas como di, tri tetra,... ("etil", predomina sobre "dimetil", ya que "di" no lo consideramos) para determinar el ordenamiento.

Los sustituyentes se nombran por orden alfabético. Los prefijos di-, tri-, tetra-, penta-, hexa-, sec-, tert-, no se cuentan a la hora de establecer el orden alfabético. Los iso-, neo-, ciclo- en cambio sí.

Si hay varios sustituyentes complejos unidos a la cadena principal se nombran poniendo entre los números localizadores y el paréntesis los prefijos bis, tris, tetraquis, etc.

!!!! ATENCIÓN!!!!

"Observar bien, y asegurarse de que no existe ninguna cadena mayor o varias iguales, para ello se recorrerán todos los posibles caminos contando el nº de carbonos que puedo seguir sin levantar el lápiz, la percepción visual puede jugar malas pasadas"

"al numerar debemos tener en cuenta que siempre tendremos dos posibilidades según por el extremo de la cadena que comencemos, la numeración correcta será aquella que asigne los números más bajos a las posiciones de las cadenas laterales. (se pueden comparar como nº enteros).

1.1.1 en el caso de tener **varias cadenas de igual longitud máxima**, se elegirá la cadena principal de acuerdo con los siguientes criterios:

- a. La cadena principal será aquella que tenga el mayor nº de cadenas laterales ó ramificaciones, si tienen las mismas pasamos al criterio b)
- b. La que tenga los localizadores más bajos para las cadenas laterales

Si los localizadores son iguales entonces pasaremos al criterio c).

- c. La cadena principal será aquella que tenga el máximo (el mayor) número de átomos de carbono en las cadenas laterales más pequeñas.

Para esto detectamos la cadena lateral mayor que posea, y no la tenemos en cuenta, luego sumamos los átomos de carbono de las cadenas laterales que queden, y los comparamos la cadena que tenga una suma mayor será la principal. Si este criterio no nos sirve, pasaremos al d)

- d. La cadena que tenga las cadenas laterales lo menos ramificadas posibles, es decir más sencillas.

En el caso de **cicloalcanos** se antepone el prefijo **ciclo-** al nombre del alcano de igual número de átomos de C.

En caso de **cicloalcanos con una sola ramificación** si el sustituyente tiene más átomos de Carbono, entonces ese sustituyente es la cadena principal. Si el sustituyente tiene igual o menor número de átomos de Carbono entonces la cadena principal es el cicloalcano y no es necesario numerar la posición del sustituyente porque se le supone la posición 1..

En caso de **cicloalcanos con multiples ramificaciones** se ordenan alfabéticamente los sustituyentes (sin tener en cuenta las partículas multiplicativas, que indican el nº de sustituyentes de la misma naturaleza) y se indica su posición relativa con un número asignándoles los localizadores más bajos posibles.

1.2 Si EXISTE grupo Funcional

La función principal determina

- ☐ el nombre del compuesto
- ☐ la cadena carbonada principal, que debe ser la más larga posible que contenga la función principal

- los números localizadores de los sustituyentes y funciones secundarias

1.2.1 Si existe UN UNICO grupo funcional

La cadena Principal será aquella que contenga el mayor nº de átomos de Carbono (la mas larga) Y QUE CONTENGA al grupo funcional . A continuación se numeran los átomos de carbono de la cadena principal COMENZANDO POR EL CARBONO DEL GRUPO FUNCIONAL .

Si existen varias posibilidades se seguirán los criterios del punto 1.1.1

!!!!ATENCIÓN!!!!

"Nos situaremos en el grupo funcional y buscaremos la cadena mas larga que lo contiene"

"Cuando un grupo funcional solo puede ir en los extremos de la cadena , se omite el localizador a la hora de nombrarlo, porque debemos dar por supuesto que el localizador debe ser uno"

1.2.2 Si existen VARIOS grupos funcionales IGUALES ó DISTINTOS :

PRIMERO : Si son distintos debemos priorizarlos , de manera que uno de ellos será grupo principal, y el otro será grupo secundario.

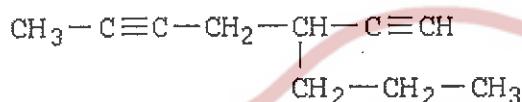
Debemos hacer una mención especial al caso de dobles y triples enlaces en el mismo compuesto:

Se elige como cadena principal la que contenga el mayor nº de insaturaciones (dobles y triples), si existen varias posibilidades la cadena más larga.

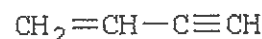
Si en una molécula existen **dobles y triples enlaces** se les asigna los **localizadores más bajos posibles sin realizar distinciones entre dobles y triples**. Al nombrarlos se indican **primero los dobles enlaces** y después los triples, es decir son **ENINOS**.!!!!SIEMPRE!!!!

La posición del doble o triple enlace se indica mediante el **localizador del primero de los átomos** que intervienen en el doble o triple enlace

Solamente si un **doble y triple enlace** están en posiciones equivalentes se empieza a numerar por el extremo que da el localizador más bajo al **doble enlace**.



3-propil-1,5-heptadiino



1-buten-3-ino

!!!!ATENCIÓN!!!!

“Los grupos funcionales tienen distintos nombres según vayan como grupos principales ó como secundarios (excepto el doble y el triple enlace que se nombran igual si van solos o como secundarios), es imprescindible conocer dichos nombres para identificarlos”

SEGUNDO: Escogeremos la **cadena Principal mas larga QUE CONTENGA el mayor nº de grupos funcionales principales posibles si existen varias posibilidades la que contenga el mayor nº de principales y secundarios .**

A continuación se numeran los átomos de carbono de la cadena principal COMENZANDO POR EL EXTREMO DE LA CADENA QUE ASIGNE LOS LOCALIZADORES MÁS BAJOS A LOS GRUPOS FUNCIONALES, si existen varias posibilidades se seguirán los criterios del punto 1.1.1

!!!!ATENCIÓN!!!!

“Cuando un grupo funcional solo puede ir en los extremos de la cadena , se omite el localizador a la hora de nombrarlo, pero debemos saber que es el (1)”

CADENAS LATERALES. Grupos alquilo

Son el resultado de que un **alcano pierda un átomo de Hidrógeno**. Se nombran **sustituyendo**, en el nombre del alcano correspondiente, el sufijo **-ano por -ilo**. Si son cíclicos se antepone el prefijo **ciclo-**.

Si la cadena lateral esta a su vez ramificada el Carbono con localizador (1) es aquel que se encuentra directamente unido a la cadena principal. Las reglas de nomenclatura son las del punto 1.1.1

ORGANIZACIÓN DE LA INFORMACIÓN

Los localizadores	Partícula multiplicativa	Cadena lateral : radical alquilo	Nº de átomos de carbono de la carrera principal.
Se ponen todo los nº de los sustituyentes, aunque sean iguales	Di, tri, tetra, sec, terc.... (no se consideran al ordenar por orden alfabético), pero si iso, neo.	il (ejem : butil, etil)	Met, et , prop, but , pent, hex, hept, octa

Si no existe ningún grupo funcional : las cadenas laterales se ordenan por orden alfabético, y para ello **no se tienen en cuenta las partículas multiplicativas** que puedan tener, di tri , etc.

(Los localizadores, nº separados por comas) (guión) (partícula multiplicativa + cadena lateral) **Nº de átomos de carbono de la cadena principal** + terminación -ano).

Si existen instauraciones y grupo funcional.

(Los localizadores (nº) separados por comas) (guión) (partícula multiplicativa + radical alquilo) (guión) (localizador doble enlace) (guión) **Nº de átomos de carbono de la cadena principal** (partículas multiplicativas + EN) (localizador triple enlace) (guión) (partículas multiplicativas + INO) (guión) (localizador grupo funcional) (guión) (partículas multiplicativas + terminación grupo funcional).

Ejem: 5- etil – 3,5 –dimetil-4-hexen-1-in – 3,4- diol

Si existe grupo grupo funcional.

(Los localizadores (nº) separados por comas) (guión) (partícula multiplicativa + radical alquilo) (guión) (localizador del grupo funcional) (guión) **Nº de átomos de carbono de la cadena principal** + terminación del grupo funcional)

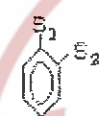
Ejem : 6- hidroxí-5,5-dimetil-2-hexanona.

En general los números se separan por comas entre sí, mientras que los números de los nombres se separan por guiones. Los nombres no se separan.

HIDROCARBUROS AROMATICOS

Los **bencenos monosustituídos** se nombran anteponiendo el nombre del sustituyente a la palabra benceno.

Los **bencenos disustituídos** se nombran anteponiendo el prefijo orto, meta o para y los nombres de los sustituyentes a la palabra benceno.



orto-
o-



meta-
m-

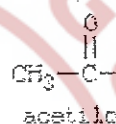
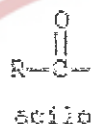
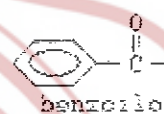
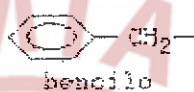
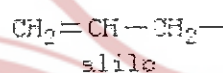
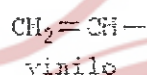
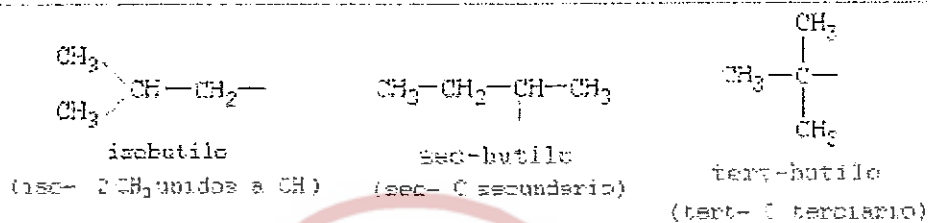


para-
p-

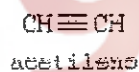
En los **bencenos trisustituídos o más** se numeran los carbonos de forma que tengan los **localizadores más bajos posibles** y se nombran teniendo en cuenta el orden alfabético.

Nombres no normalizados , Aceptados por la IUPAC

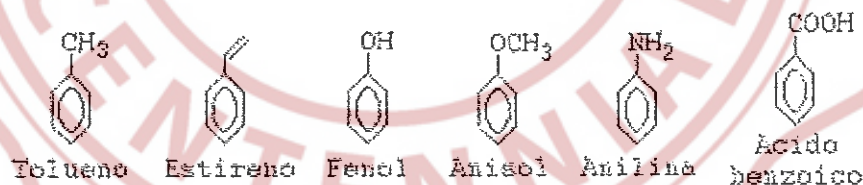
Radicales



Alquinos



Derivados del Benceno



ANEXO :Grupos funcionales más importantes

Grupo funcional es el átomo o grupo de átomos que define la estructura de una familia particular de compuestos orgánicos y al mismo tiempo determina sus propiedades.

Para cada una de las siguientes familias se señalan **en negrita** el grupo funcional.

Se representa con una R la parte alquílica (cadena de átomos de carbono).

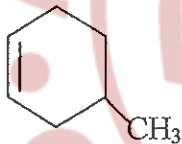
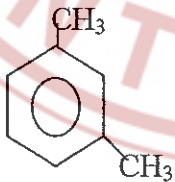
EJEMPLO	FAMILIA	GRUPO FUNCIONAL
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$	ALCANOS	
$\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$	ALQUENOS	R-CH=CH-R'
$\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{C-CH}_3$	ALQUINOS	$\text{R-C}\equiv\text{C-R'}$
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$	ALCOHOLES	R-OH
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-Br}$	HALOGENUROS DE ALQUILO X (F, Cl, Br, I)	R-X
$\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$	ÉTERES	R-O-R'
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$	ALDEHIDOS	R-CHO
$\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$	CETONAS	R-CO-R'
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$	ÁCIDOS	R-COOH
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COO-CH}_3$	ÉSTERES	R-COOR'

Una vez reconocidos los grupos funcionales que contiene una molécula hay que determinar cuál es la función principal, según el siguiente orden:

Orden de prioridad

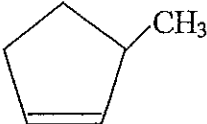
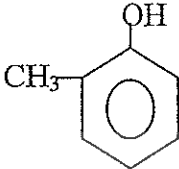
- 1.- Ácidos (**carboxílicos** > sulfónicos)
- 2.- Derivados de ácidos (anhídridos > **ésteres** > haluros de acilo > amidas > nitrilos)
- 3.- **Aldehídos** > **cetonas**
- 4.- **Alcoholes** > **fenoles** > **tioles**
- 5.- Aminas
- 6.- **Éteres** > tioéteres
- 7.- Alquenos > alquinos (a igualdad de condiciones) Son ENINOS

EJERCICIO 1

1.	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH} \end{array}$	2-_____heptano
2.	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2$	1-but ____
3.	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 \quad \quad \quad \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \quad \quad \quad \diagdown \quad \diagup \\ \quad \quad \quad \text{C} = \text{C} \\ \quad \quad \quad \diagup \quad \diagdown \\ \text{CH}_3 \quad \quad \quad \text{CH}_3 \end{array}$	____-3,4-dimetil-3-____eno
4.	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2 \\ \quad \quad \quad \quad \quad \\ \quad \quad \quad \quad \quad \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{array}$	__-propil-__-hepteno-__-ino
5.		__-metil-____hexeno
6.		1,3-dimetil (m-dimetil_____)
7.	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \text{ OH} \end{array}$	4-____-1-pentan ____
8.	$\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	metil propil ____

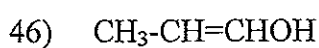
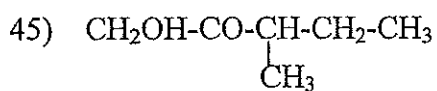
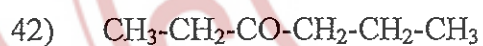
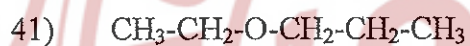
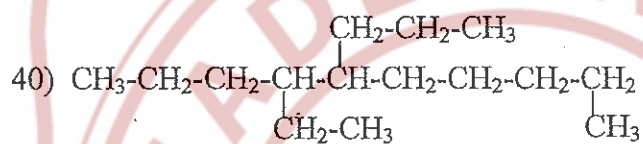
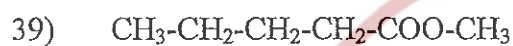
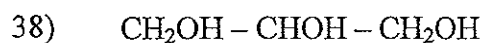
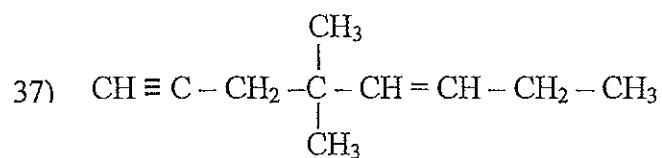
9.	$\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CO-CH}_3$	__-hidroxi-2-pentan __ __
10.	$\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CHO}$	__-oxo-butan __
11.	$\text{CHO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$	_____ 3-_____ -propanoico
12.	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COO-CH}_3$	Propano__ de met__

13.	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $	
14.	$\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$	
15.	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \quad \text{CH}_2\text{-CH}_3 \\ \quad \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} = \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{CH}_3\text{-CH}_2 \quad \text{CH-CH}_3 \\ \quad \quad \\ \quad \quad \text{CH}_3 \end{array} $	
16.	$ \begin{array}{c} \text{HC}\equiv\text{C-CH-CH}_2\text{-CH=CH-C}\equiv\text{CH} \\ \\ \text{CH}_2\text{-CH}_3 \end{array} $	

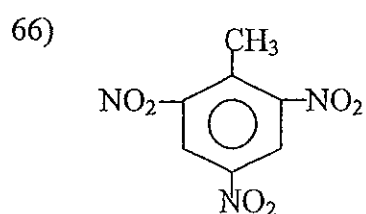
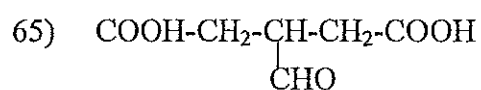
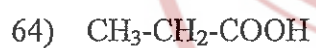
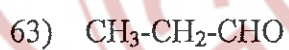
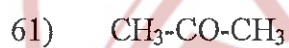
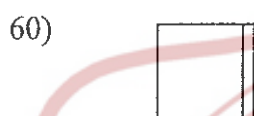
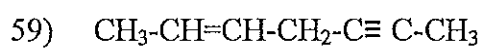
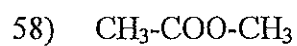
17.		
18.		
19.	$\begin{array}{c} \text{Br} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CHOH} \end{array}$	
20.	$\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$	
21.	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CHOH}$	
22.	$\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$	
23.	$\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_2\text{OH}$	
24.	$\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	

	5-etil-2,2,7-trimetiloctano
--	-----------------------------

25.	
26	4-etil-2-hexeno
27	trans- 3,4-dimetil-3-hexeno
28	4-metil-5-octen-2-ino
29	1,4-ciclohexadieno
30	1-etil-3-metilbenceno (p-etil-metilbenceno)
31	3,5-dicloro-2-hexanol
32	3-penten- 2-ona
33	2-cloropronil metil éter
34	3-oxo-butanal
35	4-hidroxi-butanoico
36	formiato de propilo



- 47) 1,3-pentadieno
- 48) 3-hidroxibutanal
- 49) Z-3-etil-2,4-dimetil-3-hepteno
- 50) 1-hidroxí-3-metilbutanona
- 51) clorociclohexano
- 52) ácido 3-formilpentanodioico
- 53) 3-penten-2-ona
- 54) butil propil éter
- 55) butanona
- 56) 3-etil-6-metil-1,3,5-octatrien-7-ino
- 57) $\text{CH}_2\text{OH-CHOH-CHO}$



67) 4-cloro-1-pentino

68) 4-metil-2-hepten-5-inal

69) p-dihidroxibenceno

70) acetona (propanona o dimetilcetona)

71) fenol (hidroxibenceno)

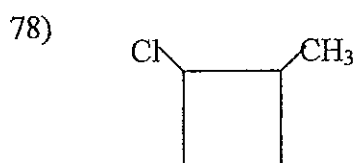
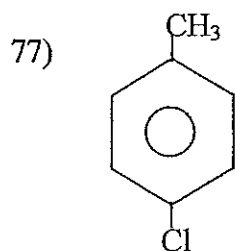
72) m-xileno (1,3-dimetilbenceno)

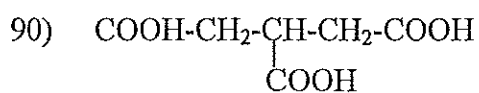
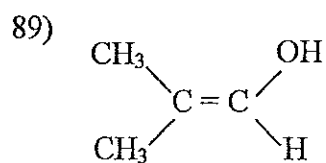
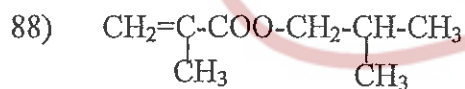
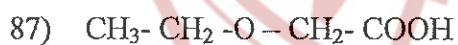
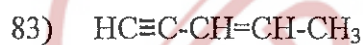
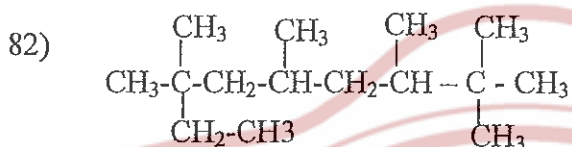
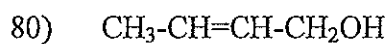
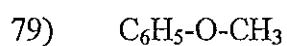
73) 3-oxopentanal

74) 2-ciclopentenol

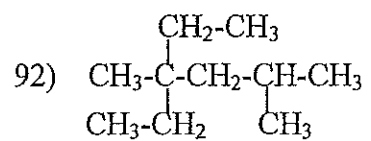
75) acetaldehído (etanal)

76) propanoato de metilo





91) etil fenil éter (etoxibenceno)

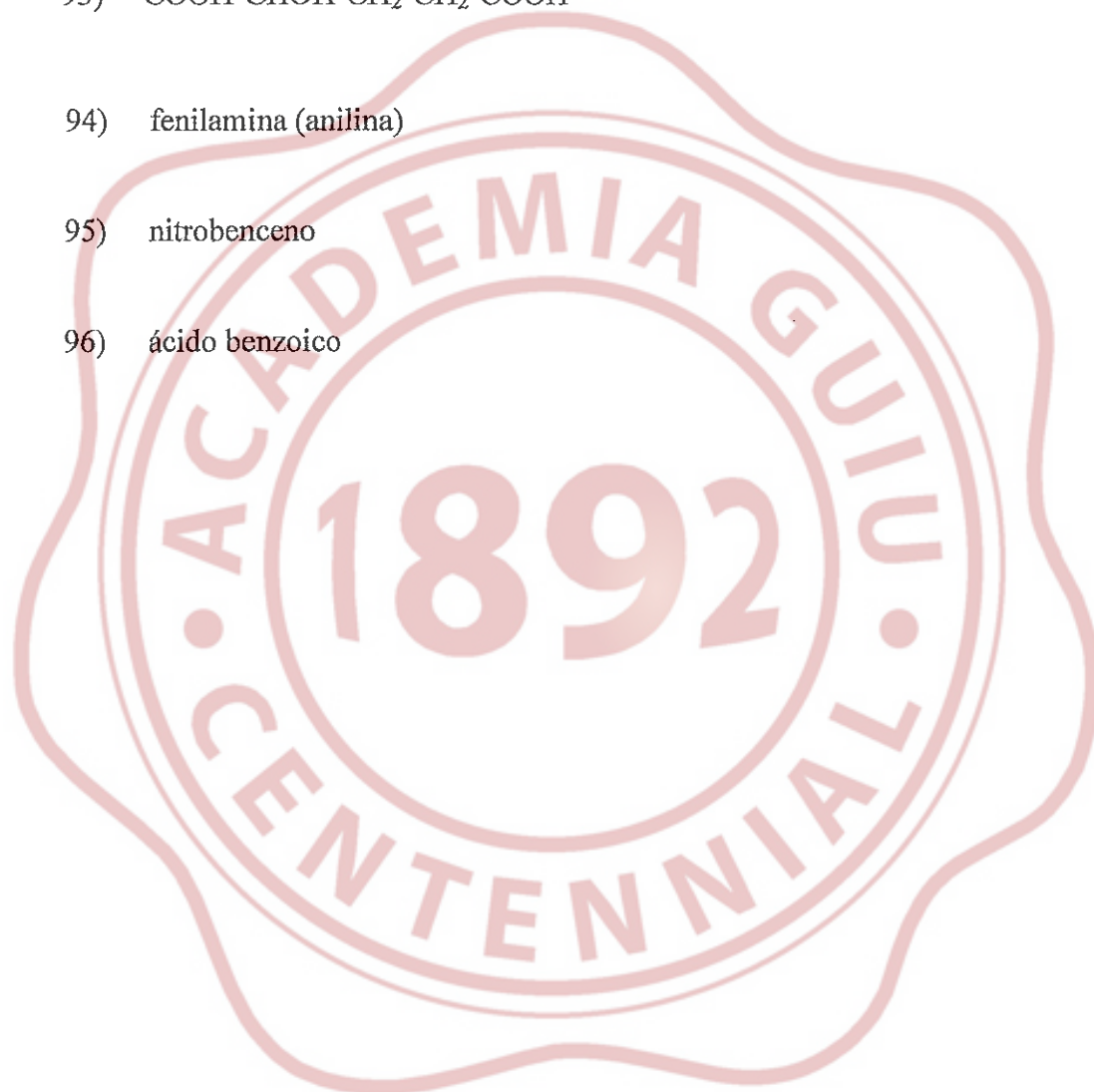


93) $\text{COOH-CHOH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$

94) fenilamina (anilina)

95) nitrobenceno

96) ácido benzoico



CRITERIOS DE CORRECCIÓN

De acuerdo a unos **criterios generales de corrección**, aplicables a los exámenes de todas las materias, se tendrán en cuenta específicamente:

- La corrección sintáctica
- La corrección ortográfica
- La propiedad léxica
- La adecuada presentación

desarrolladas por los estudiantes en todos los ejercicios

En el caso concreto de la materia de **Química**, se tendrán en cuenta, además, los siguientes aspectos:

- El uso adecuado del lenguaje químico en lo referente a nomenclatura y formulación, tanto inorgánica como orgánica.
- El planteamiento y ajuste correcto, en caso necesario, de las ecuaciones que representan las reacciones químicas.
- El correcto planteamiento y desarrollo seguidos en la resolución de los problemas, así como la correcta interpretación y expresión de los resultados numéricos en las unidades apropiadas.
- El rigor y la claridad utilizados en la definición de conceptos.
- La presentación clara, legible y ordenada del examen

La calificación máxima del ejercicio (opción elegida) es de **10 puntos**, correspondiéndole a cada una de las cuatro preguntas un máximo de **2,5 puntos**. En el caso de preguntas que contengan varios apartados, la puntuación se repartirá de forma equitativa en función del número, por lo que se procurará un nivel similar de dificultad para todos ellos.

La puntuación máxima en cada pregunta podrá obtenerse siempre que se cumplan los requisitos anteriormente señalados.

Cuando se trata de preguntas o apartados en los que se pide expresamente una **justificación**, su calificación será, como máximo, de un 20% de la calificación total, en el caso de no realizarse dicha justificación.

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 01
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido **en dos opciones, A y B.**

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen.**

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

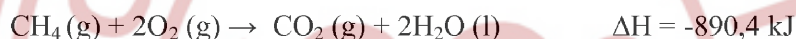
Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

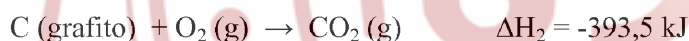
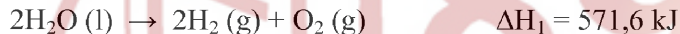
Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable.**

OPCIÓN A

1. Calcule la energía media del enlace C-H, a partir de la entalpía de combustión del metano



y de los datos de las siguientes reacciones termoquímicas, todos ellos a 298 K:



2. Para una disolución acuosa saturada de hidróxido de aluminio, a 25 °C, calcule:

a) Su solubilidad, expresada en g L⁻¹

b) El pH de esa disolución

DATOS: Masas atómicas relativas: Al = 27,0; O = 16,0; H = 1,0

Constante del producto de solubilidad, K_{ps}, del hidróxido de aluminio, a 25 °C = 3,7.10⁻¹⁵

Producto iónico del agua, K_w, a 25°C = 1,0.10⁻¹⁴

3. Dadas las siguientes moléculas, HCl, Cl₂ y BCl₃ en estado gaseoso, indique, **justificándolo**

a) ¿Cuál/cuáles poseerán un momento dipolar permanente

b) ¿Cuál presenta un enlace con mayor contribución iónica?

c) ¿Cuál presenta un enlace con mayor contribución covalente?

DATOS: números atómicos: H = 1; B = 5; Cl = 17

4. Para la nitración del benceno se propone el siguiente mecanismo en dos etapas:



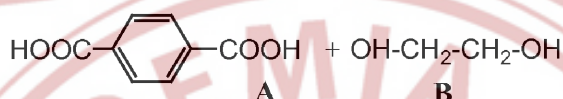
Sabiendo que la expresión experimental de velocidad es $v = k [\text{HNO}_3]^2$, indique:

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 01
				Hoja: 2 de 2

- a) ¿Cuál sería la etapa lenta del proceso?, ¿por qué?
- b) ¿Qué etapa tendrá mayor energía de activación?, ¿por qué?
- c) ¿Cuál es el orden total de esa reacción?, ¿por qué?

OPCIÓN B

1. Los monómeros representados a continuación con la notación **A** y **B** forman parte de la estructura del polímero conocido como Terylene o Dacrón.



- a) Indique el nombre de **A** y **B**
- b) Escriba el producto que se obtiene en la reacción: $\text{A} + \text{B} + \text{A} \rightarrow$
- c) ¿Qué grupo funcional está presente en el monómero **B**?, ¿qué grupo funcional se forma cuando reaccionan **A** y **B**?

2. Responda a las siguientes cuestiones:

- a) Calcule, a 25 °C, el valor del pH y del grado de ionización para una disolución acuosa 10^{-3} M de ácido acético (ácido etanoico)
- b) Indique el pH (neutro, ácido o básico) que tendrá una disolución acuosa de acetato de sodio.

Justifique su respuesta

DATOS: K_a del ácido acético, a 25°C = $1,75 \cdot 10^{-5}$

3. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, **justificando** la respuesta

- a) Las sustancias que se utilizan como indicadores para detectar el punto de equivalencia en una neutralización suelen ser ácidos o bases fuertes
- b) Para detectar el punto de equivalencia en una valoración de un ácido fuerte con una base fuerte, sería adecuado utilizar un indicador cuyo intervalo de viraje fuese (10,1-12,0)
- c) En cualquier valoración ácido-base, el pH en el punto de equivalencia (cuando la neutralización es total) es siempre igual a 7

4.

- a) Para los siguientes compuestos/iones, escriba el número de oxidación del elemento que se indica en **negrita y subrayado** en cada uno de ellos: $\underline{\text{N}}\text{H}_4^+$; $\text{Na}_2\underline{\text{O}}_2$; $\underline{\text{C}}\text{H}_3\text{OCH}_3$; $\underline{\text{P}}\text{H}_3$; $\underline{\text{Mn}}\text{O}_4^-$
- b) Para la pila Zn-Cu en condiciones estándar, indique cuál es el cátodo y el ánodo de la pila y la dirección en que circulan los electrones
- c) En la pila anterior, ¿cuál es la reacción química que se produce?, ¿y el valor del potencial normal?

DATOS: $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,40 \text{ V}$

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 02
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido **en dos opciones, A y B.**

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen.**

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable.**

OPCIÓN A

1. Calcule el pH de la disolución que se obtiene

a) Al disolver 500 mg de hidróxido de potasio en una cantidad de agua suficiente para obtener 300 mL de disolución.

b) Al mezclar 200 mL de cloruro de hidrógeno 0,2 M y 150 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,5 M. Suponer volúmenes aditivos

DATOS: Masas atómicas relativas: K = 39,0; O = 16,0; H = 1,0

2. Escriba y nombre:

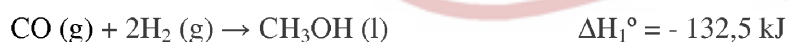
a) Dos isómeros de posición que presente el 1,2-dinitrobenceno

b) Dos isómeros de cadena para el ácido pentanoico

c) Un isómero de posición y un isómero de función para el 1-propanol

3.

a) Calcule la variación de entalpía para la reacción de combustión del metanol líquido, a partir de los datos de las siguientes reacciones termoquímicas, todos ellos a 25 °C.



b) Explique, a nivel cualitativo (mayor, menor o igual que cero) el valor de ΔS° para esta reacción

¿Esta reacción podría ser espontánea?, ¿cuándo?, ¿por qué?

DATO: En la combustión del metanol se forman $\text{CO}_2 \text{ (g)}$ y $\text{H}_2\text{O (g)}$

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 02
				Hoja: 2 de 2

4. La ecuación de velocidad para la reacción $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{HI} (\text{g})$ es de orden 1 respecto al hidrógeno y de orden 1 respecto al yodo. Responda, **justificándolo**, como variará la velocidad de reacción:

- a) Si, manteniendo constante la temperatura, la presión (a causa de una variación de volumen) se hace doble
- b) Si se aumenta la temperatura
- c) Si se adiciona un catalizador

OPCIÓN B

1. 20,0 mL de una disolución que contiene iones Fe^{2+} reaccionan de forma completa con 18,0 mL de una disolución 0,10 M de permanganato de potasio. Calcule la concentración de iones Fe^{2+} en la disolución y represente la reacción molecular ajustada.

DATO: El permanganato en la reacción con el Fe^{2+} pasa a óxido de manganeso (IV)

2. Calcule, a 25 °C

- a) El pH de una disolución acuosa saturada de hidróxido de magnesio
- b) La solubilidad, en g.L^{-1} , del hidróxido de magnesio, en una disolución 10^{-3} M de hidróxido de sodio (compuesto muy soluble)

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16,0; Mg = 24,3;

Constante del producto de solubilidad, Kps, del hidróxido de magnesio a 25 °C = $3,2 \cdot 10^{-11}$

3. Acerca de las siguientes sustancias: Cloruro de potasio, Yodo, Plata y Diamante, se hacen una serie de afirmaciones. Indique si son ciertas o falsas **justificando** las respuestas

- a) El yodo y la plata conducen la corriente eléctrica en estado sólido
- b) El cloruro de potasio conduce la corriente eléctrica sólo cuando está fundido
- c) El diamante es la sustancia que presenta mayor punto de fusión

4. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, indique **razonando**:

A. $1s^2 2s^2 2p^7$

B. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

C. $1s^2 2s^3$

D. $1s^2 2s^2 2p^5$

- a) Cuál/es cumple/n el principio de exclusión de Pauli
- b) La configuración electrónica del ion más probable que formarán aquellos elementos que cumplen el principio de exclusión de Pauli

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 03
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido **en dos opciones, A y B.**

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen.**

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable.**

OPCIÓN A

1. Complete las siguientes reacciones:

a) 1- Propanol + ácido sulfúrico/calor →

b) 1-Propanol + bromuro de hidrógeno →

En ambos casos, escriba la reacción correspondiente, señale de qué tipo se trata y nombre y/o formule todos los compuestos implicados

2. Calcule el pH que se obtiene:

a) Al disolver 0,148 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en 200 mL de agua. Considerar disociación total de la base

b) Al mezclar 100 mL de una disolución **A** de $\text{pH} = 2$ con 200 mL de otra disolución **B** de $\text{pH} = 3$.

Considerar volúmenes aditivos.

DATOS: Masas atómicas relativas: $\text{Ca} = 40,0$; $\text{O} = 16,0$; $\text{H} = 1,0$

3. Responda a las siguientes cuestiones, **justificando** sus respuestas:

a) Si el producto de solubilidad del carbonato de plata a 25°C es igual a $6,15 \cdot 10^{-12}$, ¿la concentración

del ion plata, en una disolución saturada de dicha sal será: $[\text{Ag}^+] = \sqrt[3]{\frac{6,15 \cdot 10^{-12}}{4}}$?

b) ¿Cuántos Faradays son necesarios para oxidar 0,40 moles de Mn^{2+} a MnO_4^- ?

c) Sabiendo que $E^\circ (\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,23\text{V}$ y $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80\text{V}$, la reacción entre Ni^{2+} y Ag ¿será espontánea?

4. Dados los elementos **A**, de número atómico ($Z = 19$) y **B**, de número atómico ($Z = 16$)

a) Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.

b) ¿Cuál tendrá mayor afinidad electrónica? ¿Cuál tendrá mayor carácter metálico?, **¿por qué?**

c) Si se combinasen entre sí ¿qué tipo de enlace existiría entre ellos? ¿Cuál sería la fórmula del compuesto formado?, **¿por qué?**

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 03
				Hoja: 2 de 2

OPCIÓN B

1. Indique, **justificándolo**, el pH (ácido, básico o neutro) que tendrá la disolución resultante de disolver en agua las siguientes sustancias, a 25 °C:

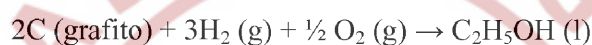
- KCl
- NH_4NO_3
- NH_4CN

DATOS: A 25 °C: $K_a \text{HCN} = 6,2 \cdot 10^{-10}$; $K_b \text{NH}_3 = 1,6 \cdot 10^{-5}$

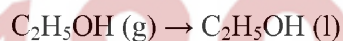
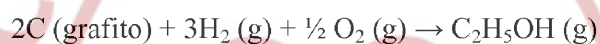
2. Responda a las preguntas que se le formulan a continuación, **razonando** sus respuestas.

a) Es posible obtener etanol líquido ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), por dos procesos::

- Bien, mediante un proceso en una sola etapa (**Proceso I**)



- O bien, mediante un proceso en dos etapas (**Proceso II**)



El valor de la entalpía de formación del $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (l)}$ ¿sería el mismo en ambos casos?

b) Para la reacción: $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 7/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O(l)}$ ¿cabría esperar un valor de $\Delta S > 0$?

3. Indique, **explicándolo brevemente**, el tipo de isomería que existe entre:

- El 1-buteno y el 2-buteno
- El 1-propanol y el etil metil éter
- El *cis*-2-buteno y el *trans*-2-buteno

Formule todos los compuestos indicados

4. Se dispone de un ácido nítrico comercial del 90,0 % de riqueza en masa y densidad $1,47 \text{ g mL}^{-1}$, calcule:

- La molaridad del ácido nítrico comercial
- Los mililitros del ácido nítrico comercial necesarios para preparar 500 mL de ácido nítrico 0,3 M

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; N = 14,0; O = 16,0

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 04
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido **en dos opciones, A y B.**

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen.**

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable.**

OPCIÓN A

1. Escriba la expresión de la solubilidad, en función de la constante del producto de solubilidad, Kps, para las siguientes sales

- a) Cromato de bario
- b) Sulfuro de bismuto (III)
- c) Hidróxido de cinc

2. Justifique si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:

- a) A una determinada temperatura, un valor positivo de la energía libre de una reacción significa que dicha reacción es espontánea a esa temperatura
- b) Para una reacción endotérmica, se produce un desplazamiento hacia la formación de reactivos al disminuir la temperatura

3. Responda a las siguientes cuestiones:

- a) Se tiene una disolución 0,10 M de un ácido (HA). Sabiendo que dicho ácido se encuentra disociado en un 1,3%, calcule el valor de su constante de disociación
- b) 200 mL de una disolución de H_2SO_4 se valoran con una disolución 0,1 M de KOH. En el punto de neutralización se consumen 300 mL de la disolución básica. Calcule la molaridad del ácido (para ello considere que los volúmenes son aditivos)

4. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. **Razone sus respuestas** y formule y nombre todos los compuestos orgánicos implicados.

- a) La reacción entre el propeno y el cloruro de hidrógeno es una reacción de adición en la que se obtiene, mayoritariamente, 2-cloropropano
- b) Entre el 1-buteno y el butino existe isomería de función
- c) La fórmula molecular, $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}_2$, correspondería a un ácido orgánico

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 04
				Hoja: 2 de 2

OPCIÓN B

1. El dicromato de potasio reacciona con cloruro de hidrógeno, dando lugar a cloro entre otros productos

- Ajuste, por el método del ion-electrón la ecuación iónica que se produce. Escriba la ecuación molecular ajustada
- Identifique el proceso de oxidación y el de reducción así como las especies oxidante y reductora

2. Dados tres elementos **A**, **B** y **C** de números atómicos (**Z**), 8, 16 y 17 respectivamente, indique:

- Qué elemento, previsiblemente, presenta el mayor valor del radio atómico, **¿por qué?**
- Indique el ion más importante que forma cada uno de esos elementos. ¿Cuál de esos iones presenta, previsiblemente, el mayor valor del radio iónico?, **¿por qué?**

3. Responda a las siguientes cuestiones:

- Calcule, a 25 °C, el valor del pH y del grado de ionización de una disolución $3 \cdot 10^{-2}$ M de ácido acético
- Indique el pH (neutro, ácido o básico) que tendrá una disolución acuosa de acetato de sodio

DATO: K_a del ácido acético a 25 °C = $1,8 \cdot 10^{-5}$

4. Se pesan 0,5 g de hidróxido de potasio, se disuelven en agua y se obtiene una disolución cuyo volumen es igual 150 mL

- Calcule el pH de la disolución

A continuación se toman 100 mL de la disolución anterior y se mezclan con 50 mL de una disolución de cloruro de magnesio (sal soluble) 0,1 M

- ¿Precipitará hidróxido de magnesio al realizar la mezcla?, **¿por qué?**

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16,0; K = 39,0

Constante del producto de solubilidad, K_{ps} , del hidróxido de magnesio a 25 °C = $7,1 \cdot 10^{-12}$



INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido **en dos opciones, A y B.**

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen.**

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

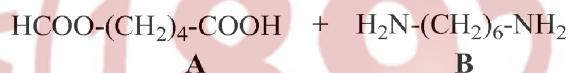
Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Los monómeros representados a continuación con la notación **A** y **B** forman parte de la estructura del polímero conocido como nailon 6-6



- a) Indique el nombre de **A** y **B**
- b) Escriba el producto que se obtiene en la reacción: **A + B + A** →
- c) ¿Qué grupo funcional está presente en el monómero **A**?, ¿qué grupo funcional se forma cuando reaccionan **A** y **B**?

2. Indique, **justificando**, el pH (ácido, básico o neutro) que tendrá, en cada caso, la disolución resultante de disolver en agua las siguientes sustancias, a 25 °C:

- a) KCl
b) NH_4NO_3
c) $\text{NaC}_6\text{H}_5\text{COO}$

DATOS: A 25 °C, K_b del amoníaco = $1,8 \cdot 10^{-5}$; K_a del C_6H_5COOH = $6,4 \cdot 10^{-5}$

3. Responda a las siguientes cuestiones:

- a) Las concentraciones en el equilibrio, para la reacción: $2 A (g) + B (g) \rightleftharpoons 2 C (g)$, son: $[A] = 2M$; $[B] = 3M$ y $[C] = 1M$. Si manteniendo la temperatura constante se altera el equilibrio de modo que las concentraciones en el nuevo equilibrio sean: $[A] = 3M$ y $[B] = 2M$, ¿cuál será el valor de la $[C]$?
- b) Si se mantiene constante la temperatura, ¿cómo afectaría al equilibrio un aumento en la presión (debida a una variación de volumen)? La constante de equilibrio ¿se vería afectada?, ¿por qué?

4. El dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) oxida, en medio ácido sulfúrico, al yoduro de potasio para dar sulfato de cromo (III), sulfato de potasio, yodo y agua.

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 05
				Hoja: 2 de 2

- a) Ajuste, por el método del ion-electrón la reacción iónica y la reacción molecular
- b) Calcule el volumen de una disolución 10^{-2} M de dicromato de potasio necesario para oxidar 50 mL de yoduro de potasio 10^{-1} M

OPCIÓN B

1. Para los elementos de número atómico: $Z = 11$, $Z = 13$ y $Z = 22$

- a) Escriba su configuración electrónica ¿Cuál será el orbital de mayor energía en cada uno de ellos?
- b) Indique, para cada elemento, los números cuánticos (n , l , m , s) de un electrón situado en el orbital de mayor energía

2. Formule y nombre, según corresponda, los siguientes compuestos:

- | | |
|----------------------------------|--|
| a) Sulfuro de sodio | f) PBr_5 |
| b) Hidrógenosulfito de calcio | g) HClO_4 |
| c) Carbonato de hierro (III) | h) BF_3 |
| d) 4-fenil-1-penteno | i) $\text{COOH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CO-COOH}$ |
| e) Ácido <i>m</i> -nitrobenzoico | j) $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-COOH}$ |

3. En un matraz aforado se mezclan 200 mL de cloruro de sodio 2 M, 200 mL de cloruro de calcio 1 M, 100 mL de cloruro de cromo (III) 0,6 M y 100 mL de hipoclorito de sodio 1 M y se enrasa el matraz con agua hasta obtener 1 L de disolución salina. Calcule:

- a) La concentración, en moles. L^{-1} del ion cloruro en la disolución
- b) Suponiendo que el pH de la disolución se debe solamente al hipoclorito de sodio y sabiendo que el HClO es un ácido débil, $K_a = 2,9 \cdot 10^{-8}$, ¿el pH de la disolución será ácido, básico o neutro?, ¿por qué?

4. Una muestra de 200 g de calcita que contiene un 80% de riqueza en masa de carbonato de calcio puro se trata con ácido sulfúrico, produciéndose en la reacción correspondiente, sulfato de calcio, dióxido de carbono y agua. Calcule:

- a) El volumen, en litros, de un ácido sulfúrico del 98% de riqueza en masa y densidad $1,836 \text{ g mL}^{-1}$ que es necesario para que reaccione todo el carbonato de calcio presente en esa muestra de mineral
- b) Los gramos de sulfato de calcio producidos en esa reacción
- c) Los litros de dióxido de carbono que se forman, medidos a 303 K y 720 mm de mercurio de presión

DATOS: Masas atómicas relativas: $\text{H} = 1,0$; $\text{C} = 12,0$; $\text{O} = 16,0$; $\text{S} = 32,0$; $\text{Ca} = 40,0$

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



03100587



Química (F.E.)

PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

Junio - 2013

Duración: 90min.

MODELO 06

Hoja: 1 de 2

ACADEMI
Guiu

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en dos opciones, A y B.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Dadas las siguientes moléculas, HCl, Cl₂ y BCl₃ en estado gaseoso, indique, justificándolo

- ¿Cuál/cuales poseerán un momento dipolar permanente?
- ¿Cuál presenta un enlace con mayor contribución iónica?
- ¿Cuál presenta un enlace con mayor contribución covalente?

DATOS: números atómicos: H = 1; Cl = 17; B = 5

2. Calcule el pH que se obtiene:

- a) Al disolver 0,148 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en 200 mL de agua. Considerar disociación total de la base
b) Al mezclar 100 mL de una disolución **A** de $\text{pH} = 2$ con 200 mL de otra disolución **B** de $\text{pH} = 3$.
Considerar volúmenes aditivos.

DATOS: Masas atómicas relativas: Ca = 40,0; O = 16,0; H = 1,0

3. Los monómeros representados a continuación con la notación A y B forman parte de la estructura del polímero conocido como nylon 6-6



- a) Indique el nombre de **A** y **B**
- b) Escriba el producto que se obtiene en la reacción: **A + B + A** →
- c) ¿Qué grupo funcional está presente en el monómero **A**?, ¿qué grupo funcional se forma cuando reaccionan **A** y **B**?

4. Conteste, razonando su respuesta, a las siguientes preguntas:

- a) Para la reacción: $\text{C (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2\text{CO (g)}$, el valor de K_c y K_p a igual temperatura ¿será el mismo?

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 06
				Hoja: 2 de 2

b) La reacción: $2\text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{g})$ (1), se obtiene como suma de las reacciones parciales: $2\text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 (\text{g})$ (2) y $2\text{SO}_3 (\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{g})$ (3)
 A igualdad de temperatura, ¿es cierto que: $K_c (1) = K_c (2) + K_c (3)$?

OPCIÓN B

1. De las siguientes combinaciones de números cuánticos:

- A. $n = 2; l = -1; m = 0; s = 1/2$ B. $n = 4; l = 2; m = 0; s = -1/2$
 C. $n = 1; l = 1; m = 0; s = 1/2$ D. $n = 3; l = 2; m = -2; s = 1/2$

- a) Indique cuál/cuales de estas combinaciones son posibles para un electrón, ¿por qué?
 b) Para aquella/s combinaciones posibles, nombre el correspondiente orbital atómico
 c) En el caso B, ¿cuántos orbitales pueden existir en el nivel $n = 4$?, ¿por qué?

2. Los potenciales normales de reducción de los siguientes electrodos son:

Electrodo	E° (voltios)
Sn^{2+}/Sn	-0,14
Ni^{2+}/Ni	-0,23
Pb^{2+}/Pb	-0,13
Zn^{2+}/Zn	-0,76

- a) ¿Qué combinación de pares de electrodos proporcionaría la pila de mayor potencial normal?, ¿y la de menor?, ¿cuál sería el potencial en cada caso?
 b) Represente y ajuste, la reacción que tendría lugar en las pilas de mayor y menor potencial normal. Indique, en ambos casos, la especie oxidante y la reductora y el sentido de circulación de los electrones

3. La ecuación de velocidad para la reacción $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{HI} (\text{g})$ es de orden 1 respecto al hidrógeno y de orden 1 respecto al yodo. Responda, **justificándolo**, como variará la velocidad de reacción, si:

- a) Manteniendo constante la temperatura, la presión (a causa de una variación de volumen) se hace doble
 b) Se aumenta la temperatura
 c) Se adiciona un catalizador

4. Escriba la expresión de la solubilidad, en función de la constante del producto de solubilidad, K_{ps} , para las siguientes sales:

- a) Cromato de bario
 b) Sulfuro de bismuto (III)
 c) Hidróxido de cinc

 03100328		Química (F.G.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 07	
				Hoja: 1 de 2	

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido **en dos opciones, A y B.**

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen.**

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

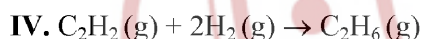
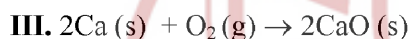
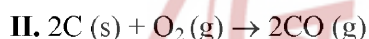
Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable.**

OPCIÓN A

1. Prediga si cada una de las siguientes reacciones implica un valor positivo o negativo de ΔS° , **¿por qué?**



NOTA: (g) = gas; (s) = sólido

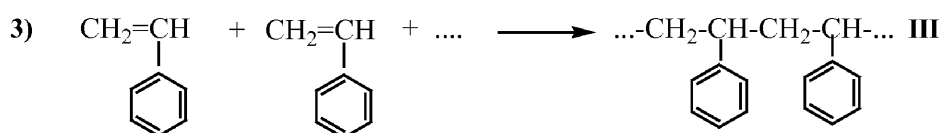
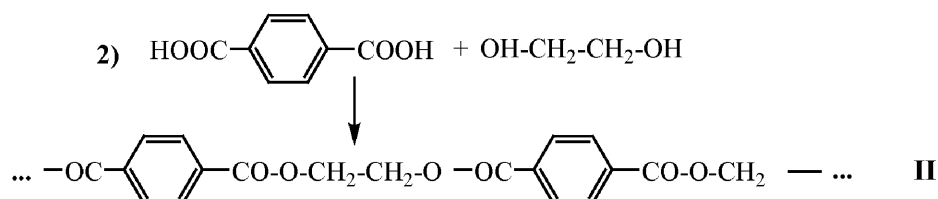
2. Calcule:

a) El volumen de ácido sulfúrico del 98% de riqueza en masa y densidad $1,836 \text{ g mL}^{-1}$ que será necesario para preparar 300 mL de ácido sulfúrico 0,1 M

b) El pH de una disolución 10^{-2} M de ácido sulfúrico

DATOS: Masas atómicas relativas: S = 32,0; O = 16,0; H = 1,0

3.- A partir de las reacciones (1, 2 y 3) de obtención de los siguientes polímeros (I, II y III):



a) Indique cuál/es son polímeros de condensación, **¿por qué?**

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 07
				Hoja: 2 de 2

b) Nombre los monómeros que intervienen en las tres reacciones de polimerización

c) Indique y nombre los grupos funcionales presentes en todos los monómeros

4. Conteste, razonando su respuesta, a las siguientes preguntas:

a) Para la reacción: $C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g)$, el valor de K_c y K_p a igual temperatura ¿será el mismo?

b) La reacción: $2SO_2(g) + O_2(g) + 2H_2O(g) \rightleftharpoons 2H_2SO_4(g)$ (1), se obtiene como suma de las reacciones parciales: $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$ (2) y $2SO_3(g) + 2H_2O(g) \rightleftharpoons 2H_2SO_4(g)$ (3) A igualdad de temperatura, ¿es cierto que: $K_c(1) = K_c(2) + K_c(3)$?

OPCIÓN B

1. Indique, justificándolo, como variará la solubilidad del cianuro de plata (sal muy poco soluble) si a una disolución saturada de dicha sal se le añade:

a) Nitrato de plata

b) Cianuro de sodio

2. Responda a las siguientes cuestiones:

a) Para los siguientes compuestos/iones, escriba el número de oxidación del elemento que se indica en **negrita y subrayado** en cada uno de ellos: NH₂OH, SO₄²⁻, HIO₃, S₄, CS₂

b) Para la pila Cu-Ag en condiciones estándar, indique, cuál es el cátodo y cuál el ánodo de la pila y la dirección en que circulan los electrones

c) En la pila anterior, escriba la reacción química que se produce e indique el valor del potencial normal

DATOS: $E^\circ (Cu^{2+}/Cu) = +0,40 \text{ V}$; $E^\circ (Ag^+/Ag) = +0,80 \text{ V}$

3. Para los siguientes compuestos orgánicos: $CHOH=CH-CH_2-CH_3$; $CH_3-CH_2-CH=CH-CH_2-CH_3$ $CH_3-CHNH_2-CH_2-CH_3$ y $CH_3-CHOH-CHCl-CH_3$, indique:

a) El nombre de cada uno de ellos

b) ¿Cuál/es presenta/n isomería geométrica?, ¿por qué?

c) ¿Cuál/es presenta/n isomería óptica?, ¿por qué?

4. Al calentar carbonato de calcio se produce óxido de calcio y dióxido de carbono con un rendimiento del 80%. El tratamiento posterior del óxido de calcio con agua genera hidróxido de calcio. Calcular la cantidad de carbonato inicial si el hidróxido de calcio, una vez disuelto, reacciona de forma total con 3 L de ácido clorhídrico 0,3 M.

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16; Ca = 40,0; C = 12,0; Cl = 35,5

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 08
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido **en dos opciones, A y B.**

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen.**

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable.**

OPCIÓN A

1. Se mezclan 95,2 g de KOH puro con 56,0 g de NaOH puro y después de disolver los sólidos en una pequeña cantidad de agua, se diluye la disolución alcalina hasta 1 litro.

a) ¿Cuántos mL de una disolución de HCl de concentración 0,5 M serán necesarios para neutralizar 30 mL de la disolución alcalina antes preparada?

b) ¿El pH en el punto de equivalencia será igual a 7?, **¿por qué?** Un indicador cuyo intervalo de viraje fuera (6,0-7,6) ¿sería adecuado para detectar el punto de equivalencia en esta valoración?, **¿por qué?**

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16,0; Na = 23,0; K = 39,0

2. Formule y nombre:

a) Un compuesto hidrocarbonado de cuatro átomos de carbono, en el que uno de ellos sea un carbono terciario

b) Una amina secundaria de tres átomos de carbono

c) Un compuesto hidrocarbonado con dos átomos de carbono, capaz de adicionar dos moles de cloro por mol de compuesto. Escriba la reacción y nombre los compuestos que intervienen

3.

a) Ajuste la reacción: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$

por el método del ion-electrón, nombrando todos los compuestos que intervienen

b) Calcule los gramos de sulfato de hierro (III) que se obtendrán a partir de 6 g de dicromato de potasio del 70% de riqueza en masa

Datos: Masas atómicas relativas: O = 16,0; S = 32,0; K = 39,0; Cr = 52,0; Fe = 56,0

4. Indique, de las siguientes sustancias: Ag, Cu, KCl, I₂, C(diamante) y SiO₂

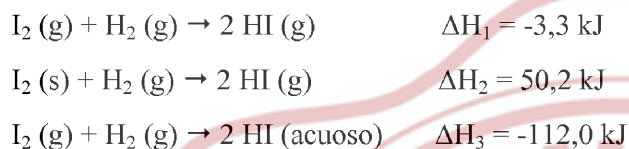
a) Cuál/es conduce/n la corriente eléctrica en estado sólido, **¿por qué?**

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 08
				Hoja: 2 de 2

- b) Cuál/es es/son soluble/s en agua, ¿por qué?
- c) Cuál presenta el punto de fusión más bajo, ¿por qué?

OPCIÓN B

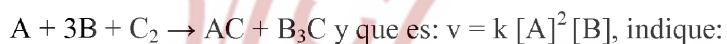
1. A partir de los siguientes datos:



Calcule:

- a) La entalpía molar de sublimación del yodo
- b) La entalpía molar de disolución del HI (g)

2. A partir de la ecuación de velocidad, determinada experimentalmente, para la reacción:



- a) ¿Cuál es el orden total de la reacción?, ¿se trata de una reacción elemental?, ¿por qué?
- b) Si la [A] y [B] se duplican ¿cómo afectará al valor de la velocidad?, ¿por qué?
- c) Si la [C] disminuye a la mitad ¿cómo variará el valor de la velocidad?, ¿por qué?

3. Justifique si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:

- a) Para una reacción a temperatura constante en la que existen igual número de moles gaseosos de reactivos y de productos, no se produce desplazamiento del equilibrio si se modifica la presión (a causa de una variación de volumen)
- b) Para una reacción exotérmica en fase gaseosa, se produce un desplazamiento hacia la formación de reactivos al disminuir la temperatura.
- c) Para una reacción a temperatura constante donde únicamente los productos se encuentran en estado gaseoso, el valor de la constante de equilibrio aumenta cuando se aumenta el volumen del recipiente de reacción

4. Las frecuencias de un fotón de luz roja y de un fotón de luz violeta son: $4,3 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$ y $7,1 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$, respectivamente.

- a) ¿Cuál tendrá mayor longitud de onda? Exprese el resultado en nanómetros
- b) Calcule el número de ondas de cada uno de ellos

DATO: velocidad de la luz $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$. Suponga que el medio de transmisión es el vacío

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 11
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido **en dos opciones, A y B.**

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen.**

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable.**

OPCIÓN A

1. Para la reacción de conversión del $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ en $\text{NO}_2(\text{g})$, el valor de ΔH a 45°C es igual a $-58,52 \text{ kJ mol}^{-1}$

a) Calcule las constantes de equilibrio K_c y K_p de esa reacción a 45°C , sabiendo que a esa temperatura 0,030 moles de N_2O_4 contenidos en un recipiente de 2L se disocian en un 50%.

b) ¿Qué efecto producirá sobre el equilibrio una disminución de la temperatura?, **¿por qué?**

DATO: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

2.

a) Calcule la entalpía estándar para la siguiente ecuación sin ajustar:



b) ¿ ΔS para esta reacción será mayor o menor que cero?, **¿por qué?**

DATOS: Entalpías de formación estándar (ΔH_f°) en kJ mol^{-1} del: Metano = $-74,85$; Cloroformo o Triclorometano = $-131,80$; Cloruro de hidrógeno = $-92,21$

3. Responda a las siguientes preguntas, **justificando** las respuestas.

a) ¿Los orbitales s de todos los niveles o capas tendrán el mismo tamaño y forma?

b) ¿Los orbitales s situados en distintos niveles, tendrán valores diferentes del número cuántico l ?

c) ¿El número de orbitales para $n = 2$ es igual a 2?

4. Para el compuesto: $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$, formule y nombre

a) Un isómero de posición

b) Un isómero de cadena

c) Un isómero de función

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 11
				Hoja: 2 de 2

OPCIÓN B

1. Calcule, a 25 °C, la solubilidad del fluoruro de bario, sal poco soluble, en:

a) Agua pura

b) Una disolución acuosa de nitrato de bario (sal muy soluble) 10^{-1} M

DATOS: A 25 °C, Constante del producto de solubilidad, K_{ps} , del fluoruro de bario = $1,7 \cdot 10^{-6}$

2. Responda a los siguientes apartados, **justificando** su respuesta

a) Prediga la forma geométrica de las moléculas: BCl_3 y CCl_4 , según la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia

b) Ordene las moléculas: HBr ; HCl , BCl_3 y CCl_4 en orden creciente de su momento dipolar

DATOS: Números atómicos: B = 5; C = 6; Cl = 17

3. Calcule, para una disolución que contiene 40 g de metanol en 100 g de agua:

a) La molaridad

b) La fracción molar del agua y del metanol en la disolución

c) El tanto por ciento en masa del agua y del metanol en la disolución

DATOS: Densidad: del metanol = $0,79 \text{ g mL}^{-1}$ y del agua = $1,00 \text{ g mL}^{-1}$

Masas atómicas relativas: C = 12,0; O = 16,0; H = 1,0

4. De las siguientes combinaciones de números cuánticos:

A. $n = 2$; $l = -1$; $m = 0$; $s = 1/2$

B. $n = 4$; $l = 2$; $m = 0$; $s = -1/2$

C. $n = 1$; $l = 1$; $m = 0$; $s = 1/2$

D. $n = 3$; $l = 2$; $m = -2$; $s = 1/2$

a) Indique cuál/cuales de estas combinaciones son posibles para un electrón, **¿por qué?**

b) Para aquella/s combinaciones posibles, nombre el correspondiente orbital atómico

c) En el caso **B**, ¿cuántos orbitales pueden existir en el nivel $n = 4$?, **¿por qué?**

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 12
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido **en dos opciones, A y B.**

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen.**

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

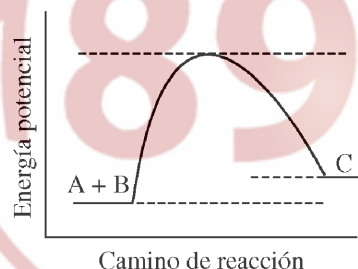
Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable.**

OPCIÓN A

1. El siguiente gráfico representa el diagrama de energía potencial a lo largo del camino de reacción para la formación o descomposición de un compuesto C, según $A + B \rightleftharpoons C$



- Copie el gráfico y marque en él cuál sería la energía de activación de la reacción directa (E_a^d) e inversa (E_a^i), así como la variación de entalpía, (ΔH) de la reacción indicada
- ¿La reacción de formación de C será endotérmica o exotérmica?, **¿por qué?**
- La adición de un catalizador, ¿modificaría la variación de entalpía de la reacción de formación de C?, ¿y de la de descomposición de C?, **¿por qué?**

2. Calcule:

- El pH de una disolución $3 \cdot 10^{-2}$ M en hidróxido de calcio
- La molaridad de 200 mL de una disolución de ácido sulfúrico que tiene un pH de 2,7
- El pOH de una disolución de HCl $2 \cdot 10^{-5}$ M

DATO: Producto iónico del agua, $K_w = 10^{-14}$

Considere en todos los casos disociación total

3. Conteste **de forma razonada** a cada una de las siguientes cuestiones:

- ¿Cuál de los siguientes cationes: Rb^+ , Sr^{2+} y K^+ tendrá mayor radio iónico?
- ¿Qué número de oxidación tiene el C en los compuestos CH_3-CH_3 , CH_3OH y H_2CO_3 ?

DATOS: n° atómico (Z): Rb = 37; Sr = 38; K = 19

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 12
				Hoja: 2 de 2

4. A partir de los datos obtenidos, a 30 °C, para la reacción $A + B \rightarrow C$

Experimento	[A] inicial (mol L ⁻¹)	[B] inicial (mol L ⁻¹)	Velocidad inicial (mol L ⁻¹ s ⁻¹)
1	0,4	0,4	0,12
2	0,4	0,8	0,48
3	0,8	0,8	0,48

Determine, a esa temperatura:

- La expresión de la ecuación de velocidad
- El valor de la constante de velocidad. Indique en qué unidades vendrá expresada

OPCIÓN B

1. Acerca de los compuestos: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{NH}_2$, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ y $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2$

- Indique su nombre y el de los grupos funcionales que los integran
- Ordene, **de forma razonada**, estos compuestos de mayor a menor punto de ebullición, teniendo en cuenta la influencia que ejercen las fuerzas intermoleculares en cada uno de ellos

2. Se parte de 184 g de N_2O_4 (g). Sabiendo que una molécula de N_2O_4 (g) se disocia espontáneamente en dos moléculas de NO_2 (g), calcule:

- El grado de disociación del N_2O_4 (g) a la presión de 3 atmósferas y 150 °C, sabiendo que K_p a dicha temperatura es igual a 111
- La presión parcial de cada uno de los gases en el equilibrio
- El número de moles de cada uno de los gases en el equilibrio

DATOS: Masas atómicas relativas: N = 14,0; O = 16,0

3. Calcule la entalpía de formación del cloruro amónico (l) a 298 K a partir de los siguientes datos:

- En la reacción a 298 K de un mol de amoníaco (g) con un mol de cloruro de hidrógeno (g) para dar cloruro de amonio (l), se desprenden 176 kJ
- Entalpías de formación, a 298 K, del NH_3 (g) = -46,15 kJ mol⁻¹ y del HCl (g) = -92,21 kJ mol⁻¹

4. Dada la pila: $\text{Zn (s)}/\text{Zn}^{2+}(\text{aq}), \text{H}_2(\text{g})/\text{H}^+(\text{aq})/\text{Pt (s)}$ $E^\circ \text{ pila} = 0,76 \text{ V}$

- Escriba la reacción que tiene lugar en cada electrodo, así como la reacción global
- ¿Qué electrodo actúa como cátodo y cuál como ánodo?, ¿por qué?
- ¿Cuál es el potencial normal de reducción del Zn?

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 13
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido **en dos opciones, A y B.**

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen.**

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable.**

OPCIÓN A

1.

a) Formule y nombre cuatro isómeros de cadena para el hidrocarburo de fórmula molecular C_6H_{14}

b) **Razone**, cuál de los dos compuestos indicados a continuación tiene un punto de ebullición mayor



2. Para la reacción: $A(g) + B(s) \rightarrow 2C(g)$ $\Delta H = -40,0 \text{ kJ}$

a) ¿La variación de entropía, ΔS , será mayor o menor que cero?, **¿por qué?**

b) ¿La reacción será espontánea a cualquier temperatura?, **¿por qué?**

3. Si a 100 mL de ácido cianhídrico (HCN), 0,05 M, se le añade 2,0 g de nitrato de plata (sal soluble), ¿se formará un precipitado de cianuro de plata ($AgCN$)?

Datos: Masas atómicas: N = 14,0; C = 12,0; O = 16,0; Ag = 108,0

$$\text{A } 25^\circ\text{C} \quad K_{ps} \text{ Cianuro de plata} = 5,97 \cdot 10^{-17} \quad K_a \text{ Ácido cianhídrico} = 6,2 \cdot 10^{-10}$$

4. Dados tres elementos **A**, **B** y **C** de números atómicos (**Z**), 11, 19 y 20, respectivamente, indique:

a) Qué elemento, previsiblemente, presenta el mayor valor del radio atómico, **¿por qué?**

b) Qué elemento presenta, previsiblemente, el mayor valor del radio iónico del ion más importante que forma cada uno de ellos, **¿por qué?**

OPCIÓN B

1. Indique si las siguientes especies: CO_3^{2-} , HCO_3^- , NH_4^+ , HSO_4^- y S^{2-} actúan frente al agua, como ácidos de Brönsted-Lowry, como bases o como ácidos y bases. Escriba los equilibrios químicos que le permitan **justificar** su clasificación

2. La reacción entre el ácido butanoico y el etanol, en presencia de un catalizador ácido, da lugar a la formación de un compuesto **X** y agua

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 13
				Hoja: 2 de 2

- a) Identifique el compuesto **X** que se forma, formule la ecuación química ajustada que se produce y nombre y/o formule todas las sustancias que intervienen.
- b) Calcule la cantidad de compuesto **X** que se forma al reaccionar 10 g de ácido butanoico y 2 g de etanol, si el rendimiento de la reacción es del 80%

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0

3. Los potenciales normales de reducción de los siguientes electrodos son:

Electrodo	E° (voltios)
Sn^{2+}/Sn	-0,14
Ni^{2+}/Ni	-0,23
Pb^{2+}/Pb	-0,13
Zn^{2+}/Zn	-0,76

a) ¿Qué combinación de pares de electrodos proporcionaría la pila de mayor potencial normal?, ¿y la de menor?, ¿cuál sería el potencial en cada caso?

b) Represente y ajuste la reacción que tendría lugar en las pilas de mayor y menor potencial normal. Indique, en ambos casos, la especie oxidante y la reductora y el sentido de circulación de los electrones

4. Para la reacción entre dos reactivos A y B a una determinada temperatura, se obtienen los siguientes datos experimentales:

[A] inicial (mol L ⁻¹)	[B] inicial (mol L ⁻¹)	Velocidad inicial (mol L ⁻¹ s ⁻¹)
0,04	0,04	$1,30 \cdot 10^{-3}$
0,08	0,04	$2,60 \cdot 10^{-3}$
0,08	0,08	$5,20 \cdot 10^{-3}$

Determine:

- a) El orden de reacción respecto de A y B y el orden total
- b) El valor de la constante de velocidad, indicando sus unidades

 03100587		Química (F.E.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
		Junio - 2013	Duración: 90min.		
				Hoja: 1 de 2	

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido **en dos opciones, A y B.**

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen.**

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable.**

OPCIÓN A

1. Dada la reacción de formación de agua según la ecuación:



- ¿El valor de la constante de equilibrio K_p coincidirá con el de K_c ?, **¿por qué?**
- Al aumentar la temperatura, ¿se producirá más agua?, **¿por qué?**
- Al aumentar la presión (debido a una variación en el volumen), ¿se producirá más agua?, **¿por qué?**

2. Defina los siguientes conceptos:

- Ácido de Brönsted-Lowry. Ponga un ejemplo
- Base de Brönsted-Lowry. Ponga un ejemplo

3. Ajuste las siguientes reacciones (iónica y molecular), por el método del ion-electrón, indicando cuál es el proceso de oxidación y cuál el de reducción

- $\text{KNO}_3 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KIO}_3 + \text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{I}_2 + \text{AlCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

4. A temperatura ambiente, se mezclan 2 moles de propanol con 1 mol de ácido acético (ácido etanoico) para obtener un éster y agua. Sabiendo que a esa temperatura todas las sustancias son líquidas y que en el equilibrio la mezcla contiene 0,60 moles del éster y 0,60 moles de agua:

- Calcule la constante de equilibrio para esa reacción
- Formule y nombre todos los compuestos implicados en la reacción. ¿Qué nombre recibe la reacción directa?, ¿y la reacción inversa?, ¿qué añadiría para favorecer el proceso directo en este equilibrio?

 03100587		Química (F.E.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
		Junio - 2013	Duración: 90min.		
					Hoja: 2 de 2

OPCIÓN B

1. El valor de la constante del producto de solubilidad, K_{ps} , de las siguientes sales a 25 °C, es: (Carbonato de plata) = $6,15 \cdot 10^{-12}$, (Fosfato de plata) = $1,4 \cdot 10^{-16}$, y (Bromuro de plata) = $7,7 \cdot 10^{-13}$. De acuerdo con estos datos, **justifique** si el valor de la $[Ag^+]$, calculado a continuación, en disoluciones saturadas de cada una de ellas, es correcto:

$$a) [Ag^+] = \sqrt[3]{\frac{6,15 \cdot 10^{-12}}{4}}$$

$$b) [Ag^+] = 3 \times \sqrt[4]{\frac{1,4 \cdot 10^{-16}}{27}}$$

$$c) [Ag^+] = 2 \times \sqrt[2]{7,7 \cdot 10^{-13}}$$

2. Responda a las siguientes cuestiones:

a) De las siguientes sustancias: cobre, cloruro de sodio, yodo y diamante, ¿cuál conduce la corriente en estado sólido?, **¿por qué?**

b) Ordene los siguientes cloruros en orden creciente de su punto de fusión: cloruro de berilio, cloruro de estroncio, cloruro de calcio y cloruro de magnesio. **Justifique** el orden elegido

3. Al calentar el carbonato de amonio se descompone en agua y en los productos gaseosos dióxido de carbono y amoníaco. Se parte de 0,9 Kg de un mineral del 70% de riqueza en masa en carbonato de amonio, siendo el rendimiento de esta reacción de descomposición del 90%. Sabiendo que los gases, una vez originados, fueron recogidos en un recipiente cerrado de 2 L de capacidad, calcule:

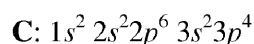
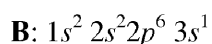
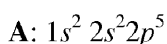
a) La presión total (en atmósferas) en el recipiente al final de la reacción, a 25 °C de temperatura

b) La cantidad de ese mineral (con ese mismo rendimiento), que se necesitaría para obtener 3 L de dióxido de carbono (medidos a 30 °C y 700 mm de Hg)

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0, C = 12,0, N = 14,0, O = 16,0

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

4. Dada la configuración electrónica de los siguientes átomos neutros:



Responda, a las siguientes cuestiones:

a) ¿Cuál de ellos tendrá mayor afinidad electrónica?, **¿por qué?**

b) ¿Cuál de ellos tiene mayor radio atómico?, **¿por qué?**

c) ¿Qué compuesto resultaría de la unión de A y B?, ¿y de la unión de B y C?, indique sus fórmulas.

¿Cuál tendrá mayor carácter iónico?, **¿por qué?**

 03100328		Química (F.G.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 09	
				Hoja: 1 de 2	

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido **en dos opciones, A y B.**

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen.**

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable.**

OPCIÓN A

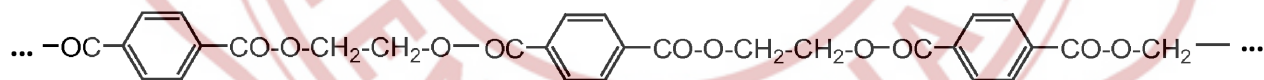
1. Responda a las siguientes cuestiones:

a) Los puntos de ebullición (°C) del H₂O, H₂S, H₂Se y H₂Te son, respectivamente, 100, -60, -41 y -1,5

Explique el valor anómalo del punto de ebullición del agua en relación a los de los otros hidruros de su grupo

b) Defina el concepto de base según la teoría de Arrhenius. Ponga un ejemplo

2. A partir del fragmento de cadena del polímero “Dacrón”, formado por los monómeros: ácido 1,4-bencenodiolico y 1,2-etanodiol, y representado a continuación:



a) Indique cuál es la unidad que se repite y calcule su masa

b) ¿Es un copolímero?, ¿por qué?

c) Indique el nombre y la fórmula de los grupos funcionales presentes en el polímero

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12,0; O = 16,0; H = 1,0

3. Calcule, a 25 °C y 1 atmósfera, para la reacción: $\text{NH}_4\text{NO}_2 (\text{s}) \rightarrow \text{N}_2 (\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{l})$

a) El valor, en kJ, de ΔH y

b) El valor, en kJ, de ΔU

DATOS: Entalpías de formación estándar (ΔH_f°), para el H₂O (l) = -285,8 kJ mol⁻¹, y para el NH₄NO₂(s) = -263,8 kJ mol⁻¹; R = 8,31 J mol⁻¹ K⁻¹

4. Conteste, **razonando su respuesta**, a las siguientes preguntas:

a) Se dispone, a 30 °C, de dos disoluciones saturadas de dos sales poco solubles, **AB** y **AB₂**.

Si K_{ps} (AB) = K_{ps} (AB₂) ¿el valor de la solubilidad de AB será igual al de la solubilidad de AB₂?

b) El valor de K_c y K_p para la reacción: $\text{C} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{CO} (\text{g})$, ¿será el mismo?

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 09
				Hoja: 2 de 2

OPCIÓN B

1. Calcule a 25 °C:

- El pH de una disolución acuosa saturada de hidróxido de calcio
- La solubilidad del hidróxido de calcio en una disolución cuyo pH es 14
- Comente los resultados obtenidos en a) y b) respecto a la solubilidad del hidróxido de calcio

DATOS: Constante del producto de solubilidad, K_{ps} , del hidróxido de calcio a 25 °C = $7,9 \cdot 10^{-6}$

2. Para la reacción en medio acuoso: cloro + yoduro de potasio → cloruro de potasio + yodo

- Escriba las semirreacciones correspondientes a los dos pares redox. Indique cuál es el proceso de reducción, el de oxidación, la especie oxidante y la especie reductora
- Indique si la reacción, será o no espontánea, ¿por qué?

DATOS: Potenciales normales de los pares cloro/ion cloruro = 1,36 V; yodo/ion yoduro = 0,53 V

3. A 25 °C, un recipiente conteniendo 1 mol de N_2O_4 se encuentra a la presión de 1 atmósfera. Sabiendo que la K_p de la reacción: $N_2O_4 (g) \rightleftharpoons 2NO_2 (g)$ a 25°C es igual a 0,114, calcule el grado de disociación del N_2O_4

4. Indique, justificándolo, si las siguientes afirmaciones son *verdaderas* o *falsas*. Dibuje las estructuras de todos los compuestos que aparecen

- El propano y el 1-propanol pertenecen a la misma serie homóloga
- El butanal y la butanona son isómeros de función
- El 4-amino-3-cloro-2-pentanol posee tres grupos funcionales en su estructura

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 10
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido **en dos opciones, A y B.**

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen.**

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable.**

OPCIÓN A

1. Acerca de las moléculas, NH_3 y BF_3 , se hacen una serie de afirmaciones. **Razone** si son ciertas o falsas basándose, para ello, de la teoría de repulsión de pares electrónicos de las capas de valencia

- Ambas tienen la misma geometría
- El ángulo de enlace H-N-H es mayor que el ángulo F-B-F
- El momento dipolar de la molécula de NH_3 es mayor que el de la molécula de BF_3

DATOS: nº atómico (Z): H = 1; B = 5; N = 7; F = 9

2. Se dispone de 1L de una disolución de ácido sulfúrico del 26% de riqueza en masa y densidad $1,19 \text{ g mL}^{-1}$. Calcule:

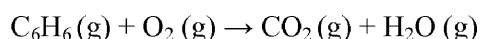
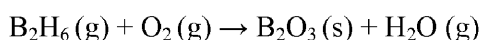
- La fracción molar del ácido en la disolución
- El volumen de agua que será necesario añadir a la disolución inicial para obtener una disolución 2 M

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16,0; S = 32,0

3. Explique las diferencias entre los elementos **A** y **B** con número atómico (Z) igual a 20 y 35, respectivamente, en cuanto a:

- Afinidad electrónica
- Radio atómico
- Tipo de sólido que forman

4. Para un viaje espacial dirigido se puede escoger entre dos combustibles para cohete: diborano gas (B_2H_6) o benceno gas (C_6H_6). Las reacciones de combustión de ambos, sin ajustar, son:



 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2013	Duración: 90min.		MODELO 10
				Hoja: 2 de 2

Ajuste ambas reacciones y calcule con cuál de los dos combustibles se obtendrá mayor cantidad de calor en condiciones estándar de presión y temperatura

DATOS: ΔH_f° (kJ mol⁻¹): B₂H₆ (g) = 31,4; B₂O₃ (s) = -1270; C₆H₆ (g) = 83,9; CO₂ (g) = -393;

H₂O (g) = -242

OPCIÓN B

1. Indique si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas. **Justifique** sus respuestas

a) La ecuación de velocidad para la reacción: $\text{NO}_2 + \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO}$ es $v = k [\text{NO}_2]^2$

Por tanto, el mecanismo que se ajusta a esa cinética es:

$2\text{NO}_2 \rightarrow \text{NO}_3 + \text{NO}$ (etapa rápida)

$\text{NO}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{CO}_2$ (etapa lenta)

b) Si en la reacción anterior las concentraciones se expresan en mol L⁻¹, las unidades de la constante de velocidad, k, serán L mol⁻¹ s⁻¹

2. A partir de los siguientes ácidos y sus respectivas constantes de disociación: **A** = Ácido cloroetanoico ($K_a = 1,30 \cdot 10^{-3}$); **B** = Ácido propanoico ($K_a = 1,38 \cdot 10^{-5}$); **C** = Ácido 2-hidroxipropanoico ($K_a = 1,38 \cdot 10^{-4}$) y **D** = Ácido 3-hidroxibutanoico ($K_a = 1,99 \cdot 10^{-5}$)

a) Formule cada uno de los ácidos

b) ¿Cuál será el ácido más disociado?, **¿por qué?**

c) ¿Cuál será el ácido más débil?, **¿por qué?**

3. En la reacción, a 450 °C, entre yodo gas e hidrógeno gas se forma yoduro de hidrógeno también en estado gas. Para obtener 217,6 g de yoduro de hidrógeno se parte de unas cantidades iniciales de yodo e hidrógeno de 4 g y 508 g, respectivamente. Calcule:

a) La constante K_c a 450 °C

b) La constante K_p a esa misma temperatura

c) Si a 450 °C se aumenta la presión (debido a una variación en el volumen), ¿en qué sentido se desplazará el equilibrio?, **¿por qué?** ¿Cómo variará la constante de equilibrio?, **¿por qué?**

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; I = 127,0 R = 0,082 atm L K⁻¹ mol⁻¹

4. Formule y nombre, según corresponda, los siguientes compuestos:

a) Óxido de aluminio

f) (NH₄)₂SO₃

b) Ácido clórico

g) Ca(IO₄)₂

c) Carbonato de plomo (IV)

h) CH₃-CH₂-CH₂-COOCH₂-CH₃

d) Ciclohexeno

i) NH₂-CH₂-CH₂-CH=CH₂

e) 4-cloro-2-pentanol

j) CH₃-CH(Cl)-CH₂-CH=CH₂

 03100328	 Septiembre - 2013	Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
		Duración: 90min.		MODELO 15
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido **en dos opciones, A y B.**

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen.**

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable.**

OPCIÓN A

1. Teniendo en cuenta los siguientes datos para la reacción: $A + B \rightarrow C + D$ a 30 °C

Experimento	[A] mol L ⁻¹	[B] mol L ⁻¹	Velocidad inicial (mol L ⁻¹ s ⁻¹)
1	1,50.10 ⁻²	3,15.10 ⁻³	5,40.10 ⁻⁵
2	1,50.10 ⁻²	4,73.10 ⁻³	8,10.10 ⁻⁵
3	3,0.10 ⁻²	3,15.10 ⁻³	2,16.10 ⁻⁴

A esa temperatura:

- Determine la ecuación de velocidad
- Calcule el valor de la constante de velocidad e indique en qué unidades vendrá expresada
- ¿El valor de la constante de velocidad es el mismo en los tres experimentos?, **¿por qué?**

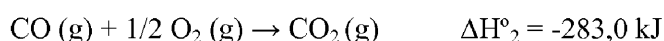
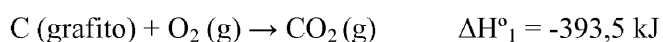
2. Teniendo en cuenta que la reacción: $H_2(g) \rightleftharpoons 2H(g)$ es un proceso endotérmico, **justifique** cómo afectaría a la constante de equilibrio:

- Un aumento de temperatura
- Una disminución de volumen
- La adición de un catalizador

3. Complete cada una de las siguientes reacciones, nombrando y formulando todos los compuestos que intervienen e indicando el tipo de reacción que tiene lugar:

- $CH_3-CH_2-CH_2OH + HCOOH \rightleftharpoons$
- $CH_3-CH=CH_2 + Cl_2 \rightarrow$

4. A partir de los datos de las siguientes reacciones:



 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Septiembre - 2013	Duración: 90min.		MODELO 15
				Hoja: 2 de 2

Calcule:

- La entalpía de combustión de carbono a monóxido de carbono
- La energía que se desprendería al quemar 50 g de carbono cuando la combustión es total (se forma dióxido de carbono) o cuando es parcial (se forma monóxido de carbono).

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12,0, O = 16,0

OPCIÓN B

1. Dadas las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos neutros:

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

Responda a las siguientes cuestiones, **justificando** sus respuestas:

- Qué elemento presenta mayor carácter metálico
- ¿La afinidad electrónica de **B** es menor que la de **A**?
- ¿Qué dos elementos darían lugar al compuesto con mayor carácter iónico?, ¿cuál sería su fórmula?

2. Para una disolución acuosa de sulfato de cinc:

- Calcule la intensidad de la corriente que es necesario pasar a través de dicha disolución para que se depositen 3,5 g de cinc en el cátodo en 20 minutos
- ¿Cuántos átomos de Zn se habrán depositado?

DATOS: Constante de Faraday, $F = 96488 \text{ culombios mol}^{-1}$; Masa atómica relativa del Zn = 65,38
Número de Avogadro, $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos mol}^{-1}$

3. Una disolución conteniendo 200 mL de cianuro de hidrógeno (HCN) 0,20 M, se neutraliza adicionando NaOH sólido. Suponiendo que no existe variación de volumen, calcule:

- El pH de la disolución antes de adicionar NaOH
- La cantidad de NaOH necesaria para la neutralización del ácido
- El pH de la disolución en el punto de equivalencia ¿será neutro, ácido o básico?, ¿por qué?

DATOS: $K_a \text{ del HCN} = 4,6 \cdot 10^{-10}$

Masas atómicas relativas: C = 12,0; N = 14,0; H = 1,0; Na = 23,0; O = 16,0

4. Indique, **justificando** sus respuestas, el tipo de fuerzas intermoleculares que hay que vencer para:

- Vaporizar bromo
- Fundir cloruro de sodio
- Fundir potasio

 03100587	 Septiembre - 2013	Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
		Duración: 90min.		MODELO 16
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido **en dos opciones, A y B.**

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen.**

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable.**

OPCIÓN A

1. Indique si las siguientes afirmaciones son ciertas o no, **justificando** sus respuestas:

- Todos los compuestos que tienen hidrógeno pueden formar fácilmente enlaces de hidrógeno
- Los metales son buenos conductores de la electricidad
- En general, los compuestos iónicos tienen puntos de fusión elevados

2. Se tiene, a 25 °C, una disolución que contiene una concentración inicial de iones Sr^{2+} igual a 0,001 M, y de iones Ca^{2+} igual a 2 M. Indique:

- ¿Qué compuesto insoluble, SrSO_4 o CaSO_4 , precipitará en primer lugar al añadir lentamente Na_2SO_4 , sal soluble?
- ¿Qué concentración del catión que precipita en primer lugar quedará en disolución cuando empiece a precipitar el segundo?

DATOS: Constante del producto de solubilidad, Kps, a 25 °C: del $\text{SrSO}_4 = 1 \cdot 10^{-7}$ y del $\text{CaSO}_4 = 1 \cdot 10^{-5}$

3. Para la siguiente reacción, a 25 °C: $3\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$, calcule,

- la ΔH° de la reacción de formación del benceno, C_6H_6 , a partir del acetileno, C_2H_2 , y **explique** si se trata de un proceso endotérmico o exotérmico
- la energía, expresada en kJ, que se libera en la combustión de 2,0 g de benceno

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; C = 12,0

ΔH de combustión (kJ mol^{-1}), a 25°C y 1 atm, para el C_2H_2 y C_6H_6 : -1300 y -3267 respectivamente

4. Dado un elemento **X** de número atómico $Z = 37$ responda, **justificando**, a las siguientes cuestiones:

- ¿Cuántos electrones tiene? Escriba su configuración electrónica
- ¿Cuántos protones contiene su núcleo?
- ¿Qué dato haría falta para conocer el número de neutrones que contiene este átomo?
- ¿Se trata de un metal?

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Septiembre - 2013	Duración: 90min.		MODELO 16
				Hoja: 2 de 2

e) Su radio atómico será ¿mayor o menor? que el del elemento de $Z = 38$

OPCIÓN B

1. Para los iones: K^+ ; Cl^- ; Ca^{2+} y S^{2-}

- Escribir sus configuraciones electrónicas
- Indicar qué tienen en común estos iones
- Clasificarlos por orden creciente de tamaño (de menor a mayor radio iónico). **Explicar** el orden elegido

DATOS: nº atómico (Z): K = 19; Cl = 17; Ca = 20; S = 16

2. La densidad de una disolución acuosa de cloruro de sodio es de $1,18 \text{ g mL}^{-1}$. Sabiendo que si se toman 52,6 g de esta disolución y se deja evaporar el agua, queda un residuo sólido de NaCl que pesa 12,4 g, calcule, para esa disolución:

- La molaridad
- La fracción molar
- El tanto por ciento en masa

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16,0; Na = 23,0; Cl = 35,5

3. A partir de los siguientes datos de potenciales: $E^\circ (Al^{3+}/Al) = -1,67 \text{ V}$; $E^\circ (Ag^+/Ag) = +0,80 \text{ V}$; $E^\circ (Pb^{2+}/Pb) = -0,13 \text{ V}$; $E^\circ (Cu^{2+}/Cu) = +0,34 \text{ V}$, indique cuál es el cátodo, cuál es el ánodo, el valor del potencial normal y la reacción química que tiene lugar en las siguientes pilas:

- Al-Ag
- Al-Pb
- Ag-Cu

4. La fórmula molecular C_4H_8O

a) ¿a qué sustancia/s de las que se proponen a continuación corresponde?

- I. Butanal II. Butanona III. Dietiléter IV. Butan-1-ol

Justifique la respuesta escribiendo en cada caso su fórmula semidesarrollada

b) Las sustancias que se corresponden con esta fórmula ¿son isómeras entre sí?, ¿qué tipo de isomería presentan?, ¿por qué?

 03100328		Química (F.G.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
	Septiembre - 2013	Duración: 90min.		MODELO 17	
				Hoja: 1 de 2	

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido **en dos opciones, A y B.**

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen.**

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

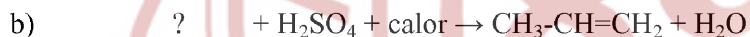
Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable.**

OPCIÓN A

1. Complete cada una de las siguientes reacciones, nombrando y formulando todos los compuestos que intervienen e indicando el tipo de reacción que tiene lugar:



2. Cuando un recipiente de 5 L conteniendo 59,9 g de SbCl_5 se calienta a 180 °C, se establece el siguiente equilibrio: $\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, según esto, calcule:

a) Las concentraciones de las distintas especies en el equilibrio, sabiendo que la presión total es de 2 atmósferas

b) El valor de K_p y K_c

DATOS: Masas atómicas relativas: Sb = 122,0; Cl = 35,5

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

3. Se tiene un precipitado de carbonato de plata, sal poco soluble, en equilibrio con una disolución saturada de esta sal. Conteste, **razonando**, a las siguientes cuestiones:

a) ¿Qué añadiría a la disolución para que la cantidad de precipitado aumentara?

b) ¿Qué añadiría para que la cantidad de precipitado disminuyera?

4. Se construye una pila con electrodos de Ni^{2+}/Ni y Pb^{2+}/Pb unidos mediante un puente salino de KCl. Teniendo en cuenta que: $E^\circ \text{Ni}^{2+}/\text{Ni} = -0,25 \text{ V}$ y $E^\circ \text{Pb}^{2+}/\text{Pb} = -0,13 \text{ V}$ y que las concentraciones en iones Ni^{2+} y Pb^{2+} son, cada una, igual a 1 M, conteste **razonando** cada una de las siguientes cuestiones:

a) Formule la reacción redox global que tiene lugar en la pila. ¿Cuál será su potencial?

b) ¿Cuál será el cátodo y cuál el ánodo?, ¿dónde se produce la oxidación y dónde la reducción?, ¿en qué sentido se desplazan los electrones?

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Septiembre - 2013	Duración: 90min.		MODELO 17
				Hoja: 2 de 2

c) ¿Cuál es la misión del puente salino?

OPCIÓN B

1. Se disuelven 200 mL de propanol ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$) de densidad $0,79 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ en 350 mL de agua de densidad $1,0 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Suponiendo aditividad entre los volúmenes de agua y alcohol, determine:

- La densidad de la disolución resultante
- La concentración de propanol, en la disolución resultante, expresada en % en masa
- La molaridad del propanol

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0

2. Señale, **razonando** su respuesta, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o no.

- Los compuestos que forman enlaces de hidrógeno contienen átomos de elevada electronegatividad y pequeño tamaño
- Los sólidos iónicos son conductores, debido a que en ellos existe movilidad iónica
- Los sólidos covalentes, tales como el diamante, son muy solubles en todo tipo de disolventes

3. Es posible obtener Ca(OH)_2 según la reacción: $\text{CaH}_2 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 (\text{s}) + \text{H}_2 (\text{g})$

- Ajuste la reacción y nombre todos los compuestos que intervienen
- Calcule los gramos de CaH_2 de un 80% de pureza que serán necesarios para obtener 20 L de H_2 medidos a 30°C y 700 mm de Hg

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; Ca = 40,1; O = 16,0

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

4. Para la reacción, sin ajustar: $\text{C (grafito)} + \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8 (\text{g})$, a 25°C

- Calcule, en kJ, la variación de entalpía de la reacción
- Prediga si el valor de la variación de entropía, ΔS , será positivo o negativo, **¿por qué?**
- ¿La reacción será espontánea?, ¿en que condiciones?, **¿por qué?**

DATOS: Entalpías de combustión a 25°C : $\text{C}_3\text{H}_8 (\text{g}) = -2220 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{C (grafito)} = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$;

$$\text{H}_2 (\text{g}) = -285,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

 03100587	 Septiembre - 2013	Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
		Duración: 90min.		MODELO 18
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido **en dos opciones, A y B.**

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen.**

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable.**

OPCIÓN A

1. Para el cloro de número atómico $Z = 17$:

- Escriba su configuración electrónica e indique el valor de los números cuánticos de un electrón $1s$
- Si se une con el elemento **B** de $Z = 20$ ¿qué tipo de compuesto formará?, **¿por qué?**, ¿cuál es su fórmula?
- Su afinidad electrónica ¿será mayor o menor que la del elemento de $Z = 35$?, **¿por qué?**

2. En un recipiente de 300 mL conteniendo azufre sólido se introducen 1,0 g de H_2 y 3,4 g de H_2S y se calienta a 380 K, con lo que se establece el equilibrio:



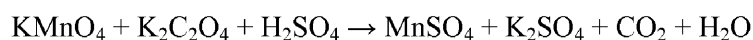
Sabiendo que K_c es igual a 14,28, y suponiendo que el proceso es exotérmico, calcule:

- La presión parcial de ambos gases en el equilibrio
- Si se hubiera calentado el recipiente de reacción a una temperatura superior a 380 K. ¿Afectaría esto al valor de la constante de equilibrio?, ¿y al equilibrio?, **¿por qué?**

DATOS: Masas atómicas relativas: $H = 1,0$; $S = 32,0$

$$R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}; (s) = \text{sólido} \quad (g) = \text{gas}$$

3. De acuerdo con la siguiente reacción, sin ajustar:



- Ajuste, por el método del ion-electrón, dicha reacción
- ¿Cuántos moles de $KMnO_4$ son necesarios para reaccionar con un mol de $K_2C_2O_4$?
- ¿Cuál es la especie oxidante?, ¿cuál es la especie que se oxida?, **¿por qué?**

4. Dados los hidrocarburos **A** (2,3-dimetil-2-buteno) y **B** (2,3-dicloro-2-buteno)

- Escriba la fórmula de ambos hidrocarburos

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Septiembre - 2013	Duración: 90min.		MODELO 18
				Hoja: 2 de 2

- b) ¿Presentará alguno de ellos isomería geométrica?, **¿por qué?**
- c) Para el/los que presente/n isomería geométrica, dibuje y nombre ambos isómeros

OPCIÓN B

1. Se preparan dos disoluciones. Una, pesando 14,6 g de ácido clorhídrico y disolviendo en agua hasta un volumen final de 2 L y otra, disolviendo en agua 28 g de hidróxido de potasio y llevando la disolución hasta un volumen final de 1 L. Calcule:

- El pH de ambas disoluciones
- El pH final que se consigue después de mezclar 200 mL de la disolución de ácido clorhídrico con 300 mL de la disolución de hidróxido de potasio
- El volumen de la disolución de ácido clorhídrico necesario para neutralizar 100 mL de la disolución básica

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16,0; Cl = 35,5; K = 39,0

Suponer que los volúmenes son aditivos

2. Para una disolución saturada de AgCl, sal poco soluble, en agua:

- Calcule la expresión de su solubilidad, s, en función de la constante del producto de solubilidad, Kps.

Si a la disolución anterior, se le añade una cantidad de NaCl (sal que se disuelve completamente) y el volumen y la temperatura se mantienen constantes:

- ¿La solubilidad del AgCl disminuye?, **¿por qué?**
- ¿El valor de la constante del producto de solubilidad, Kps, del AgCl disminuye?, **¿por qué?**

3. Como agente reductor relativamente suave se utiliza mucho una disolución saturada de SO₂ gaseoso.

Justifique si con dicha disolución

- ¿Los iones Fe³⁺ se transformarán en Fe²⁺?
- ¿Los iones Cu²⁺ se transformarán en Cu⁺?

DATOS: E° SO₄²⁻/SO₂ = 0,20V; E° Fe³⁺/Fe²⁺ = 0,77 V; E° Cu²⁺/Cu⁺ = 0,16 V

4. A 1 atmósfera de presión y 25 °C de temperatura, el propano (g) reacciona con oxígeno (g) (reacción de combustión) para dar dióxido de carbono (g) y agua (l). Se pide que:

- Ajuste la reacción y determine la variación de energía interna (ΔU), sabiendo que la variación de entalpía (ΔH) de la reacción es -2218,8 kJ mol⁻¹
- Prediga si el valor de la variación de entropía (ΔS) será positivo o negativo, **¿por qué?**

DATOS: R = 8,31 J K⁻¹ mol⁻¹; (g) = gas (l) = líquido

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Septiembre - 2013	Duración: 90min.		MODELO 19
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido **en dos opciones, A y B.**

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen.**

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

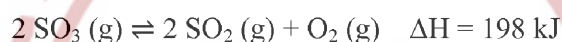
Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable.**

OPCIÓN A

1. Si para el equilibrio de descomposición del SO_3 (g), representado a continuación:



la concentración inicial de SO_3 es 1 M y la concentración de O_2 en el equilibrio, se representa como X, indique:

- Cuál será la expresión de K_c en función de X
- ¿El valor de K_c y K_p serán iguales?, ¿por qué?
- Si se aumentara la temperatura, ¿afectaría al estado del equilibrio?, ¿y a la constante de equilibrio?, ¿por qué?

2. El dicromato de potasio reacciona con el yoduro de potasio en medio ácido sulfúrico dando lugar a sulfato de potasio, sulfato de cromo (III) y yodo.

- Escriba y ajuste la reacción iónica y molecular por el método del ion-electrón, indicando cuál es la especie oxidante y cuál la especie reductora
- Calcule el volumen de una disolución 0,2 M de dicromato de potasio necesario para obtener 10,0 g de yodo.

DATO: Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16,0; S = 32,0; K = 39,0; Cr = 52,0; I = 127,0

3. En función del tipo de enlace intermolecular, **explique por qué:**

- El KCl tiene un punto de fusión mayor que el I_2
- El NaCl es soluble en agua y el CH_4 es insoluble
- En estado sólido, el K conduce la corriente eléctrica y el KCl no lo hace

4. Para la reacción de formación de fosgeno: $\text{Cl}_2 (\text{g}) + \text{CO} (\text{g}) \rightarrow \text{COCl}_2 (\text{g})$, la determinación experimental de la ecuación de velocidad indica que es de primer orden respecto al monóxido de carbono y de orden 3/2 respecto al cloro. **Razone** si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas.

- El orden total de la reacción es igual a 5/2

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Septiembre - 2013	Duración: 90min.		MODELO 19
				Hoja: 2 de 2

b) La velocidad de reacción es independiente de la concentración de Cl_2

c) Las unidades de la constante de velocidad son $\text{mol}^{-2} \text{L}^2 \text{s}^{-1}$

OPCIÓN B

1. Si a una disolución acuosa saturada de sulfato de calcio (sal muy poco soluble) se le añade una disolución de oxalato de sodio, $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, (sal soluble), calcule, a 25°C :

¿Cuál será la concentración de ion oxalato necesaria para que empiece a precipitar el oxalato de calcio (CaC_2O_4)?

DATO: A 25°C : Constante del producto de solubilidad, K_{ps} : $\text{CaC}_2\text{O}_4 = 2,5 \cdot 10^{-9}$; $\text{CaSO}_4 = 2,5 \cdot 10^{-5}$

2. La hidracina líquida (N_2H_4) se obtiene a escala industrial haciendo reaccionar amoníaco gas con cloro gas y solución de hidróxido de sodio. Teniendo en cuenta que como productos de reacción se obtienen también cloruro de sodio y agua.

a) Si se hacen burbujear 200 g de NH_3 y 175 g de Cl_2 en una solución que contiene exceso de hidróxido de sodio y se obtiene hidracina con un rendimiento del 90%, ¿qué cantidad en gramos de hidracina se obtendrá?

b) Calcule el volumen de Cl_2 gas de un 80% de riqueza necesario para obtener 30 g de N_2H_4 , si la reacción se realiza a 25°C y 700 mmHg.

DATOS: Masas atómicas relativas: N = 14,0; Cl = 35,5; O = 16,0; Na = 23,0; H = 1,0

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

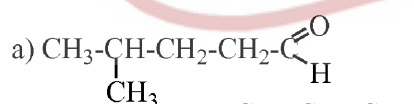
3. Para el tercer nivel energético de un átomo polielectrónico, indique:

a) El número de orbitales que pueden existir en ese nivel

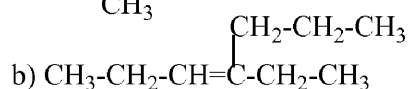
b) Cuántos orbitales son de tipo *s*, *p*, *d* y *f*

c) El orden de dichos orbitales de menor a mayor energía. ¿Cuál será el más estable?, ¿por qué?

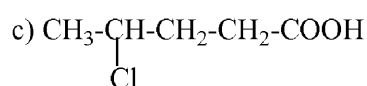
4. Formule y nombre, según el caso, los siguientes compuestos:



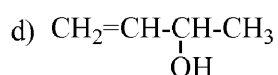
f) Butanona



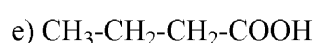
g) Acetato de etilo



h) 3-metilclorobenceno



i) 2-clorobutino



j) 1,4-ciclohexadieno

 03100587	 Septiembre - 2013	Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
		Duración: 90min.		MODELO 20
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido **en dos opciones, A y B.**

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido.**

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), sólo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen.**

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **justificación**, se puntuarán tan sólo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicha justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable.**

OPCIÓN A

1. Se dispone de 1L de una disolución de ácido sulfúrico del 26% de riqueza en masa y densidad 1,19 g.mL⁻¹.

a) Calcule su molaridad

b) Si 50 g de una sosa comercial (hidróxido de sodio con impurezas), necesitan 30 mL de ese ácido sulfúrico para su completa neutralización, ¿cuál será la riqueza de dicha sosa?

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16,0; S = 32,0; Na = 23,0

2. Dada la pila: Zn (s)/Zn²⁺ (aq), H₂ (g)/H⁺ (aq)/ Pt (s) E° pila = 0,76 V

a) Escriba la reacción que tiene lugar en cada electrodo, así como la reacción global

b) ¿Qué electrodo actúa como cátodo y cuál como ánodo?, **¿por qué?**

c) ¿Cuál es el potencial normal de reducción del Zn?

3. Dada la configuración electrónica de los siguientes átomos neutros:

A: 1s² 2s² 2p⁵

B: 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹

C: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁴

Responda, a las siguientes cuestiones:

a) ¿Cuál de ellos tendrá mayor afinidad electrónica?, **¿por qué?**

b) ¿Cuál de ellos tiene mayor radio atómico?, **¿por qué?**

c) ¿Qué compuesto resultaría de la unión de A y B?, ¿y de la unión de B y C?, indique sus fórmulas.

¿Cuál tendrá mayor carácter iónico?, **¿por qué?**

4. Para una disolución acuosa de sulfato de cinc:

a) Calcule la intensidad de la corriente que es necesario pasar a través de dicha disolución para que se depositen 3,5 g de cinc en el cátodo en 20 minutos

b) ¿Cuántos átomos de Zn se habrán depositado?

DATOS: Constante de Faraday, F = 96488 culombios mol⁻¹; Masa atómica relativa del Zn = 65,38

Número de Avogadro, N_A = 6,023.10²³ átomos mol⁻¹

 03100587		Química (F.E.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
	Septiembre - 2013	Duración: 90min.		MODELO 20	
				Hoja: 2 de 2	

OPCIÓN B

1. Se disuelven 200 mL de propanol ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$) de densidad $0,79 \text{ g mL}^{-1}$ en 350 mL de agua de densidad $1,0 \text{ g.mL}^{-1}$. Suponiendo aditividad entre los volúmenes de agua y alcohol, determine:

- La densidad de la disolución resultante
- La concentración de propanol, en la disolución resultante, expresada en % en masa
- La molaridad del propanol

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0

2. Para la reacción de formación de fosgeno: $\text{Cl}_2 (\text{g}) + \text{CO} (\text{g}) \rightarrow \text{COCl}_2 (\text{g})$, la determinación experimental de la ecuación de velocidad indica que es de primer orden respecto al monóxido de carbono y de orden $3/2$ respecto al cloro. **Razone** si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas.

- El orden total de la reacción es igual a $5/2$
- La velocidad de reacción es independiente de la concentración de Cl_2
- Las unidades de la constante de velocidad son $\text{mol}^{-2} \text{L}^2 \text{s}^{-1}$

3. La fórmula molecular $\text{C}_4\text{H}_9\text{O}_2\text{N}$

a) ¿a qué sustancias de las que se proponen a continuación corresponde?

- I. butan-1-amina II. butanonitrilo III. butanamida IV. 1-nitrobutano

Justifique la respuesta escribiendo en cada caso su fórmula semidesarrollada

b) Las sustancias que se corresponden con esta fórmula ¿son isómeras entre sí?, ¿qué tipo de isomería presentan?, ¿por qué?

4. En un recipiente de 300 mL conteniendo azufre sólido se introducen 1,0 g de H_2 y 3,4 g de H_2S y se calienta a 380 K, con lo que se establece el equilibrio:



Sabiendo que K_c es igual a 14,28, y suponiendo que el proceso es exotérmico, calcule:

- La presión parcial de ambos gases en el equilibrio
- Si se hubiera calentado el recipiente de reacción a una temperatura superior a 380 K ¿Afectaría esto al valor de la constante de equilibrio?, ¿y al equilibrio?, ¿por qué?

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; S = 32,0

$$R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}; (\text{s}) = \text{sólido} \quad (\text{g}) = \text{gas}$$

 03100328		Química (F.G.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 01	
				Hoja: 1 de 2	

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Se tiene una disolución de ácido acético $1,5 \text{ mol L}^{-1}$. Calcule:

- La concentración de todas las especies en el equilibrio
- El pH y el pOH de la disolución

DATO: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

2. El amoníaco en estado gaseoso se obtiene industrialmente haciendo reaccionar nitrógeno con hidrógeno también en estado gaseoso.

- Determine qué átomos **se oxidan** y cuáles **se reducen** indicando su número de oxidación.
- Mencione de forma **razonada** un factor que pueda contribuir a aumentar el rendimiento de esta reacción.

3. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- El tipo de red de un compuesto iónico depende de la carga de los iones y de la relación de los radios del catión y del anión.
- La polaridad de un enlace covalente depende de la electronegatividad de los átomos enlazados.
- Los sólidos covalentes se solubilizan bien en disolventes apolares.

4. A partir de una disolución acuosa de sulfato de aluminio y sulfato de hierro (II) se pretende obtener aluminio y sulfato de hierro (III).

- Ajuste y escriba la reacción propuesta en forma molecular.
- Razone** si es posible que tenga lugar dicha reacción de forma espontánea en condiciones estándar a partir del cálculo de su energía de Gibbs.

DATOS: $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$

$F = 96500 \text{ C mol}^{-1}$

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 01
				Hoja: 2 de 2

OPCIÓN B

1.

a) El calor de combustión a 25°C y 1 atm de un azúcar con fórmula $C_6H_{12}O_6$ es $-2.815 \text{ kJ mol}^{-1}$.

Obtenga la entalpía de formación estándar (ΔH_f°) para dicho azúcar.

b) El ΔH_f° del etanol es -272 kJ mol^{-1} . Obtenga su entalpía de su combustión a 25°C y 1 atm.

DATOS: Entalpías estándar: $\Delta H_f^\circ \text{ CO}_2(\text{g}) = -394 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$

Los productos de las dos combustiones son CO_2 y H_2O

2. Se tienen tres elementos cuyas cuatro primeras energías de ionización son:

Elemento	Energía de ionización (kJ mol^{-1})			
	1	2	3	4
A	733,3	1485,9	7728,8	10546,4
B	578,9	1814,0	2740,3	11578,8
C	492,1	4561,0	6908,7	9542,9

Razone:

a) ¿Por qué los valores aumentan a medida que se van extrayendo electrones?

b) ¿Cuántos electrones de valencia pueden tener estos elementos?

c) ¿Cómo será el tamaño de los iones formados después de extraer los electrones de valencia en comparación con los átomos neutros?

3. Escriba y nombre:

a) Dos isómeros estructurales de fórmula $C_4H_{10}O$ que tengan un carbono asimétrico

b) Dos isómeros de cadena de fórmula C_4H_{10}

4. Dada la reacción $E(\text{g}) + B(\text{g}) \rightarrow C(\text{g})$ con una ecuación de velocidad igual a $v = k [E][B]^2$ indique de forma **razonada** cómo variará la velocidad de reacción con respecto a las condiciones v_1 , $[E]_1$, $[B]_1$ y T_1 :

a) Al duplicar la concentración de E y dividir a la mitad la concentración de B

b) Al reducir la temperatura a la mitad, $T_2 = T_1/2$ y mantener constantes las concentraciones de E y B

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 03
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Cuando se introduce cinc en una disolución de ácido clorhídrico se forma cloruro de cinc e hidrógeno.

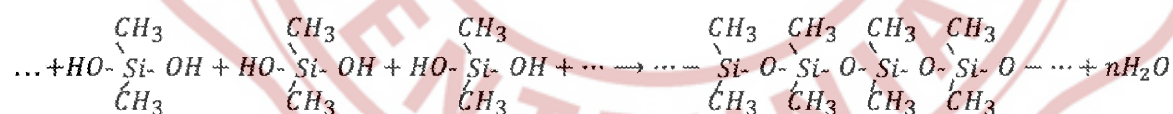
a) Ajuste y escriba la reacción en forma molecular.

b) Describa y dibuje el electrodo de hidrógeno estándar señalando sus partes más importantes.

c) Diga de forma **razonada** si el electrodo de hidrógeno será el cátodo o el ánodo en la reacción con el zinc.

DATO: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$

2. Dada la siguiente reacción:



a) Indique, de forma **justificada**, si se trata de una polimerización de adición o de condensación.

b) Identifique en el polímero formado su parte inorgánica y nombre los grupos orgánicos que contiene.

3. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) La longitud de un enlace covalente depende de los dos átomos que lo forman.

b) Cuando hierve el agua se rompen enlaces covalentes.

c) El CaCl_2 y el Cl_2 tienen puntos de fusión bajos.

4. Se tiene una disolución de ácido clorhídrico $0,2 \text{ mol L}^{-1}$. Calcule los gramos necesarios de:

a) Ácido nítrico para preparar 1,5 L de una nueva disolución con el mismo pH

b) Hidróxido de calcio para neutralizar 2 L de esta disolución

DATOS: Masas atómicas relativas: O = 16,0; H = 1,0; Ca = 40,0; N = 14,0

 03100328		Química (F.G.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 03	
				Hoja: 2 de 2	

OPCIÓN B

1. El formaldehído es una sustancia irritante que se forma en la atmósfera a partir de ozono y etileno según la reacción: $O_3(g) + C_2H_4(g) \rightarrow 2CH_2O(g) + 1/2 O_2(g)$.

a) En un recipiente hay una concentración de ozono y etileno inicial de $1,2 \cdot 10^{-8}$ y $1,0 \cdot 10^{-7}$ mol L⁻¹ respectivamente. Si la ecuación cinética es de primer orden respecto del ozono y de primer orden respecto del etileno, calcule la velocidad inicial de producción de formaldehído.

b) Cuando la concentración de formaldehído en el entorno es mayor de $1,0 \cdot 10^{-8}$ mol L⁻¹ se presentan síntomas claros de irritación en los ojos. Si las condiciones son tales que la velocidad de producción de formaldehído se mantiene constante a $3,86 \cdot 10^{-14}$ mol L⁻¹ s⁻¹, ¿cuánto tiempo tardará en formarse dicha concentración?

DATO: $k = 2 \cdot 10^3$ L mol⁻¹ s⁻¹

2. Dadas las siguientes distribuciones electrónicas para átomos:

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

Razone si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Si representan a átomos neutros, todas corresponden a elementos diferentes.
- Se necesita más energía para extraer un electrón de D que de C.
- Todas presentan al menos un electrón desapareado.

3. Escriba y nombre:

- Cuatro isómeros estructurales de fórmula $C_4H_{10}O$ que presenten un grupo alcohol
- Dos isómeros de posición de fórmula C_3H_9N

4. El carbonato de calcio se descompone en óxido de calcio y dióxido de carbono. Si se obtiene 1 kg de óxido de calcio en condiciones estándar, calcule:

- La energía requerida
- La variación de la entropía correspondiente

DATOS: Entalpías estándar: $\Delta H_f^\circ \text{CaCO}_3(s) = -1207 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ \text{CO}_2(g) = -394 \text{ kJ mol}^{-1}$;

$\Delta H_f^\circ \text{CaO}(s) = -635 \text{ kJ mol}^{-1}$

Entropías estándar: $S^\circ [\text{CaCO}_3(s)] = 93 \text{ J mol}^{-1} \text{K}^{-1}$; $S^\circ [\text{CO}_2(g)] = 214 \text{ J mol}^{-1} \text{K}^{-1}$;

$S^\circ [\text{CaO}(s)] = 40 \text{ J mol}^{-1} \text{K}^{-1}$

Masas atómicas relativas: Ca = 40,0; O = 16,0

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 05
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- El cloruro sódico puro no es conductor de la electricidad a temperatura ambiente.
- Los orbitales híbridos sp se forman entre metales de los grupos 1 o 2 de la tabla periódica y elementos no metales.
- Existen compuestos con enlaces covalentes o con enlace metálico que forman redes tridimensionales.

2. La polimerización de adición se emplea con frecuencia para sintetizar polímeros.

- Mencione las etapas o fases en las que transcurre.
- Escriba y nombre un grupo funcional que interviene con frecuencia en este tipo de reacciones.

3. A una disolución de sulfato de cobre (II) se añade una barra de cinc para obtener cobre.

- Escriba las semireacciones y la reacción que tiene lugar en forma molecular.
- Calcule cuántos gramos de cobre se pueden formar como máximo si la barra de cinc pesa 10 g y tiene un 80% de pureza en masa.
- Calcule la fuerza electromotriz estándar de la pila formada.

DATOS: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$

Masas atómicas relativas: Zn= 65,4; Cu = 63,5

4. Una disolución de cianuro de hidrógeno tiene un pH de 4,81.

- Si la concentración del ácido en el equilibrio es de $0,499 \text{ mol L}^{-1}$, calcule su constante de acidez.
- Escriba la expresión de la constante de equilibrio de la reacción que resulta de mezclar una disolución acuosa de cianuro de hidrógeno con una disolución de acetato de sodio.

OPCIÓN B

1. Se tienen restos de aceite usado y se mezclan con una disolución de hidróxido de sodio con lo que se obtiene un alcohol y un jabón.

 03100328	 Junio - 2014	Química (F.G.)		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD
		Duración: 90min.		
				Hoja: 2 de 2

- a) Diga qué tipo de reacción ha tenido lugar.
 b) Mencione los grupos funcionales intervinientes en ella.

2. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) El número másico es el que se emplea para determinar el lugar que ocupa el elemento en la tabla periódica y coincide con el número de protones que tiene el átomo.
 b) En la tabla periódica los elementos de una fila forman un grupo.
 c) Según el modelo de Bohr la energía de una órbita más interna es menor a la energía de otra órbita más externa.

3. En el estudio de la siguiente reacción $A(g) + B(g) \rightarrow C(g) + D(g)$, se han obtenido los siguientes datos iniciales a 400°C:

Experiencia	[A] (mol L ⁻¹)	[B] (mol L ⁻¹)	Velocidad (mol L ⁻¹ s ⁻¹)
1	0,1	0,2	0,010
2	0,1	0,3	0,015

- a) Calcule el orden de reacción respecto de B.
 b) Si se añade un catalizador indique de forma **razonada** hacia dónde se desplazará la reacción.

4. Si se utiliza propano como combustible para calentar agua, calcule:

- a) Los gramos de propano que se necesitarán para obtener 5000 kJ de energía
 b) Los kilos de agua que será posible calentar desde los 25°C a los 80°C, si se emplean 5000 kJ

DATOS: Entalpía de combustión del propano = -2222 kJ mol⁻¹

Calor específico del agua = 4,18 J °C⁻¹ g⁻¹

Masas atómicas relativas: C = 12,01; H = 1,0

 03100328		Química (F.G.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 07	
				Hoja: 1 de 2	

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Dados 4 elementos A, B, C y D de números atómicos (Z) 19, 35, 29 y 37 respectivamente.

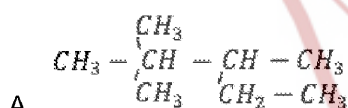
Responda de forma **razonada**:

- Ordene los elementos de menor a mayor tamaño.
- ¿Cuál de ellos se espera que tenga el valor más bajo y cuál el más alto de su electronegatividad?

2. La constante de velocidad de una reacción es $0,028 \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$ a 600°C . **Razone**:

- ¿Cómo será la constante de velocidad de la reacción a 800°C cualitativamente con respecto al valor a 600°C ?
- ¿Cómo influirá la presencia de un catalizador en el valor de la energía mínima que deben tener las moléculas para que se produzca la reacción?

3. Dados los siguientes compuestos:

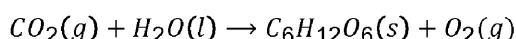


B. Propenal

C. Etenilisopropiléter

- Escriba o nombre los compuestos según corresponda.
- Escriba y nombre los grupos funcionales de cada uno de ellos.

4. Las plantas verdes sintetizan glucosa según la siguiente reacción



- Calcule la entalpía de la reacción por mol de glucosa en condiciones estándar.
- ¿Cuántos gramos de glucosa se forman cuando se consumen 100 L de CO_2 medidos a 25°C a la presión de 760 mm Hg?

DATOS: Entalpías estándar: $\Delta H_f^\circ \text{CO}_2(g) = -394 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(l) = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$;

$$\Delta H_f^\circ \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = -1265 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Masas atómicas relativas: C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0

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

 03100328		Química (F.G.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
		Junio - 2014	Duración: 90min.		
					Hoja: 2 de 2

OPCIÓN B

1. Dado el siguiente fragmento de una cadena de polímero



a) Escriba y nombre todos los grupos funcionales que aparecen en la unidad que se repite.

b) ¿Cuál es la masa de una cadena de este polímero con 1000 unidades repetitivas?

DATOS: Masas atómicas relativas: C =12,0; H =1,0; O = 16,0; N=14,0.

2. Una disolución de ácido nítrico reacciona con estaño para dar óxido de estaño (IV), nitrógeno y agua. Suponiendo que el rendimiento es del 100%, calcule:

a) El pH inicial de la disolución de ácido nítrico, si por cada 20 L de disolución se forman 0,25 L de nitrógeno medidos a 20°C y 760 mmHg de presión

b) La pureza en tanto por ciento del estaño empleado, si por cada 150 g de estaño impuro empleado se obtienen 7,3 mL de agua

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16,0; Sn = 118,7

$$\text{Densidad del agua} = 1 \text{ g cm}^{-3}$$

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

3. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) La energía de red o energía reticular del KBr debe ser mayor que la del LiF.

b) Un sólido con un punto de fusión alto y cuya disolución en agua conduce la corriente, está formado por la unión de átomos mediante enlace iónico.

c) Entre los enlaces secundarios asociados a fuerzas intermoleculares se encuentran el σ y el π .

4. Se tienen dos disoluciones acuosas 0,08 mol L⁻¹ una de ácido acético y otra de ácido sulfúrico. Calcule:

a) El grado de disociación en tanto por uno del ácido acético en esta disolución

b) El volumen de ácido sulfúrico, del 98% de riqueza en masa y de densidad 1,84 g cm⁻³, necesario para preparar 500 cm³ de la disolución de ácido sulfúrico

DATOS: Masas atómicas relativas: S = 32,0; H = 1,0; O = 16,0

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

 03100328		Química (F.G.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 09	
				Hoja: 1 de 2	

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Dadas las siguientes distribuciones electrónicas para átomos:

A. $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^1 4s^2$ B. $1s^2 2s^2 p^6 5s^2$ C. $1s^2 2s^2 p^6 3s^2$ D. $1s^2 2s^2 p^6 3s^3$

Responda de forma **razonada** a las siguientes cuestiones:

- ¿Cuáles de estas distribuciones son posibles?
- ¿Cuáles presentan una configuración de gas noble?
- ¿Cuáles pueden corresponder a un elemento del grupo 3?

2. Determine:

- Cuánta energía se necesita para calentar 1 kg de hielo a 0°C hasta los 25°C .
- Cuántos gramos de heptano se precisan quemar para obtener 1000 kJ. Suponga un rendimiento del 100%.
- La reacción ajustada de la combustión del heptano si los productos son CO_2 y H_2O .

DATOS: Calor específico del agua = $4,18 \text{ J}^\circ \text{C}^{-1} \text{g}^{-1}$; Calor latente de fusión del hielo = 334 J g^{-1}

Quando se quema 1 mol de heptano se obtienen 4490 kJ

Masas atómicas relativas: C = 12,01; H = 1,0

3. Escriba y nombre:

- Tres isómeros estructurales que presenten la fórmula molecular C_5H_{12}
- Los tres primeros compuestos de la serie homóloga que contiene un grupo alcohol

4. La solubilidad del sulfato de plata en agua es $8,11 \text{ g L}^{-1}$ a 25°C .

- Determine el producto de solubilidad del sulfato de plata a 25°C .
- ¿Cuál es la solubilidad del sulfato de calcio en g L^{-1} en una disolución saturada de sulfato de plata, si el producto de solubilidad del sulfato de calcio es $2,4 \cdot 10^{-5}$ a 25°C ?

DATOS: Masas atómicas relativas: Ca = 40,0; Ag = 108; O = 16,0; S = 32,0

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 09
				Hoja: 2 de 2

OPCIÓN B

1. En la primera etapa del método de Ostwald para la obtención del ácido nítrico, el amoníaco reacciona con el oxígeno para dar óxido de nitrógeno (II) y agua.

- Escriba la reacción ajustada en forma molecular.
- Represente la estructura de Lewis de todas las moléculas que intervienen en la reacción.

2. El pH de una disolución de hidróxido de potasio es de 10.

- Calcule cuántos gramos de hidróxido de potasio se necesitan para preparar 20 L de dicha disolución.
- A los 20 L de la disolución de hidróxido de potasio se añaden 0,1 L de una disolución 0,01 mol L⁻¹ de ácido sulfúrico. Obtenga el pH resultante de la mezcla.

DATOS: Masas atómicas relativas: O = 16,0; H = 1,0; K = 39,0

3. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Los compuestos iónicos suelen ser sólidos.
- Todos los compuestos sólidos presentan enlace iónico.
- Todas las moléculas con enlaces covalentes polares tienen momentos dipolares.

4. El cloruro de hierro (III) reacciona con el zinc para dar cloruro de hierro (II) y cloruro de zinc (II).

- Ajuste y escriba la reacción en forma molecular.
- Represente la pila que se forma en notación simbólica con los iones que intervienen en el proceso.
- Calcule su fuerza electromotriz estándar.

DATOS: $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$

 03100328		Química (F.G.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 11	
				Hoja: 1 de 2	

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Una disolución de ácido hipocloroso (ácido oxoclórico(I)) en presencia de cloruro de sodio reacciona para dar cloro, hipoclorito de sodio (monoxoclorato(I) de sodio) y agua.

a) ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio se precisan añadir a 1,5 L de una disolución con 26 g L⁻¹ de ácido hipocloroso para que reaccione completamente todo el ácido hipocloroso disuelto?

b) ¿Qué volumen de agua medido en litros a 25°C se ha obtenido si el resultado de la reacción ha dado 36 L de cloro medidos a 25°C y 760 mmHg?

DATOS: R = 0,082 atm L K⁻¹ mol⁻¹

Densidad del agua a 25°C = 1 g cm⁻³

Masas atómicas relativas: O = 16,0; Cl = 35,4; H = 1,0; Na = 23,0

2. Relacionar cada tipo de polímero mencionado a continuación con tres de sus propiedades características más comunes también mencionadas a continuación.

Tipo de polímero

A. Termoplástico

B. Termofijo (termoestable)

C. Elastómero

Propiedades más comunes

1.1 Puede deformarse y después recuperar su forma inicial

1.2 No puede deformarse y después recuperar su forma inicial

2.1 Puede moldearse con calor

2.2 No puede moldearse con calor

3.1 Puede disolverse en disolventes orgánicos

3.2 No puede disolverse en disolventes orgánicos

3. Se prepara una disolución acuosa con amoníaco y fluoruro de hidrógeno.

a) Calcule la constante de basicidad del amoníaco.

b) Obtenga el valor de la constante de equilibrio de la reacción entre el amoníaco y el fluoruro de hidrógeno.

DATOS: Constante de acidez del NH_4^+ = $5,6 \cdot 10^{-10}$; Constante de acidez del HF = $6,9 \cdot 10^{-4}$

$K_W = 10^{-14}$

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 11
				Hoja: 2 de 2

4. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Una hibridación de orbitales forma estructuras que reciben el nombre de híbrido de resonancia.
- Con ciclo de Born-Haber se puede determinar la energía reticular de un compuesto a partir de datos experimentales.
- La solubilidad de las sustancias moleculares **depende** principalmente de su tamaño.

OPCIÓN B

1. Dada la siguiente reacción: $H_2O(g) + CO(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$.

- Escriba la expresión de su constante de equilibrio K_C .
- Si a 1200 °C su K_C vale 0,2, obtenga el valor de K_P a la misma temperatura.

DATO: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

2. Se tienen los tres primeros elementos pertenecientes al segundo grupo de la tabla periódica.

- Escriba la configuración electrónica en su estado fundamental.
- Razone** cuál es el número mínimo de electrones que deben movilizarse para que adquieran una configuración electrónica de gas noble.
- ¿Qué características tiene este grupo?

3. Se tienen 20 g de octano y en su combustión completa se obtiene dióxido de carbono y agua.

- Obtenga la entalpía correspondiente de su combustión en condiciones estándar.
- ¿Qué volumen de dióxido de carbono medido a 760 mmHg y 25°C se ha obtenido de su combustión?

DATOS: Entalpías estándar: $\Delta H_f CO_2(g) = -394 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_f H_2O(l) = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$;

$\Delta H_f C_8H_{18}(l) = -208 \text{ kJ mol}^{-1}$

Masas atómicas relativas: C = 12,0; H = 1,0

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

4. Se tiene la fórmula molecular C_3H_8O . Escriba y nombre:

- Dos compuestos con dicha fórmula y un grupo alcohol cada uno.
- Un compuesto con dicha fórmula que presente isomería de función con respecto al grupo alcohol

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 13
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1.

- ¿Cuántos gramos de bromo se necesitan para convertir 50 g de propeno en 1,2-dibromopropano?
- ¿Cuántos gramos de hidrógeno se necesitan para convertir 20 g de etilbenceno en etilciclohexano?

DATOS: Considere un rendimiento del 100%

Masas atómicas relativas: C = 12,0; H = 1,0; Br = 79,9

2. Se tiene la siguiente distribución electrónica de un átomo neutro X: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^4$. **Razone:**

- ¿Cuántos electrones tiene desapareados?
- ¿Cuál será el ión es más estable formado por dicho átomo?

3. El óxido de calcio reacciona con el agua para dar hidróxido de calcio con una entalpía estándar de la reacción de -65 kJ mol^{-1} . Calcule:

- La entalpía de formación en condiciones estándar de 15 g de hidróxido de calcio
- La variación de entropía de la reacción en condiciones estándar cuando se forman 3 mol de hidróxido de calcio

DATOS: Entalpías estándar: $\Delta H_f^\circ \text{ CaO(s)} = -635 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O(l)} = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$

Entropías estándar: $S_f^\circ \text{ CaO(s)} = 40 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $S_f^\circ \text{ H}_2\text{O(l)} = 70 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$;

$S_f^\circ \text{ Ca(OH)}_2\text{(s)} = 83 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Masas atómicas relativas: O = 16,0; H = 1,0; Ca = 40,0

4. Dada la reacción $4\text{HBr(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{Br}_2\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{O(g)}$.

- Escriba la relación existente entre la velocidad de desaparición del HBr, la velocidad de desaparición del O_2 y la velocidad de aparición del Br_2 y **razone** cuál de ellas será la más alta en valor absoluto.

 03100328		Química (F.G.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
		Junio - 2014	Duración: 90min.		
					Hoja: 2 de 2

b) Prediga cuál deberá ser la ecuación de su velocidad si se considera que esta reacción es elemental y **razone** por qué el resultado es diferente con respecto a la ecuación de velocidad encontrada experimentalmente.

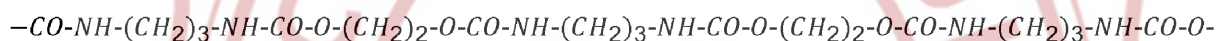
DATO: Ecuación de velocidad experimental: $v = k [\text{HBr}][\text{O}_2]$

OPCIÓN B

1. Dadas las siguientes moléculas: HF, HI, HBr y HCl. **Razone** sus respuestas a las siguientes cuestiones:

- Ordene las moléculas de menor a mayor polaridad.
- Ordene las moléculas de menor a mayor punto de ebullición.
- ¿Cómo será el punto de fusión del LiBr en comparación con el HBr?

2. Dado el siguiente fragmento de una cadena de polímero:



- Mencione cuál es la hibridación de los carbonos que se encuentran en la unidad repetitiva.
- Calcule cuántos moles de cadenas habrá en 282 g de una muestra de este polímero sabiendo que cada cadena de polímero que la compone tiene un promedio de 1500 unidades repetitivas.

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0; N = 14,0

3.

- Calcule el pH de una disolución con una concentración de amoníaco inicial de $0,01 \text{ mol L}^{-1}$.
- Razone** cómo será el pH (neutro, ácido o básico) de una disolución acuosa de cloruro de amonio.

DATO: K_b del amoníaco = $1,8 \cdot 10^{-5}$

4. Dados los siguientes potenciales de reducción: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$.

- Calcule la fuerza electromotriz estándar de la pila electroquímica que forman.
- Escriba la ecuación iónica ajustada.
- Escriba la representación simbólica de la pila electroquímica que forman indicando cuál es el ánodo y cuál es el cátodo.

 03100587		Química (F.E.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
		Junio - 2014	Duración: 90min.		
					Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Dada la siguiente reacción $\text{CHCl}_3(l) + \text{HCl}(g) \rightarrow \text{CH}_4(g) + \text{Cl}_2(g)$, calcule por mol de cloroformo:

a) La entalpía de la reacción

b) La entropía de la reacción

DATOS: Entalpías y entropías estándar: $\Delta H_f^\circ \text{CHCl}_3(l) = -132 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ \text{HCl}(g) = -92 \text{ kJ mol}^{-1}$

$$\Delta H_f^\circ \text{CH}_4(g) = -75 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Entropías estándar: $S^\circ \text{Cl}_2(g) = 223 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $S^\circ \text{CHCl}_3(l) = 203 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

$$S^\circ \text{HCl}(g) = 187 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}; S^\circ \text{CH}_4(g) = 186 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

2. Se mezclan 30 mL de agua con 50 mL de una disolución acuosa de un alcohol. Considere que los volúmenes son aditivos y calcule la concentración final del alcohol en mol L^{-1} si la disolución inicial se trata de:

a) Alcohol de farmacia formado por un 96% en masa de etanol y una densidad de $0,796 \text{ g cm}^{-3}$

b) Una disolución formada por un 96% en masa de metanol y una densidad de $0,799 \text{ g cm}^{-3}$

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0

3. Dadas estas distribuciones electrónicas para átomos

A. $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^5$ B. $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^3$ C. $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$

D. $1s^2 2s^2 p^6$ E. $1s^2 2s^2 p^6 3s^2$

Razone si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) A, B y E pueden representar al mismo elemento con diferente carga.

b) A, B, C y D presentan al menos un electrón desapareado.

c) E puede corresponder a un elemento del grupo 2.

4. Dada la reacción $A(g) \rightarrow 2B(g)$. Calcule:

a) La velocidad media de desaparición de A

b) La velocidad media de aparición de B

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 02
				Hoja: 2 de 2

c) La constante de velocidad si el orden reacción respecto al reactivo A es de 2 y la velocidad instantánea para una concentración de A igual a $4,0 \text{ mol L}^{-1}$ es de $0,1 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$

DATO: La concentración de A desciende desde $5,0$ hasta $3,0 \text{ mol L}^{-1}$ en 10 s

OPCIÓN B

1. La acidez de un vinagre viene dada porque contiene un 4% en masa de ácido acético. Calcule:

- El pH del vinagre
- El grado de disociación del ácido acético en el vinagre

DATOS: Densidad del vinagre = 1 g cm^{-3} a 25°C

$$K_a \text{ del ácido acético} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16,0; C = 12,0

2. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- En las moléculas el fenómeno de la resonancia es desestabilizante.
- Los compuestos iónicos son frágiles.
- Las fuerzas de Van der Waals se dan solo en sustancias polares.

3. Dada la siguiente reacción



- Indique de forma **justificada** si se trata de una polimerización de adición o de condensación.
- Calcule el porcentaje en masa de cloro que contiene el monómero.

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12,0; H = 1,0; Cl = 35,4

4. El peróxido de hidrógeno junto con el yoduro de potasio en presencia de ácido clorhídrico pueden dar yodo, agua y cloruro de potasio.

- Ajuste y escriba la reacción en forma molecular.
- Determine si la reacción es espontánea o no en condiciones estándar obteniendo su variación de la energía de Gibbs.

DATOS: $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = +0,54 \text{ V}$; $E^\circ(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = +1,78 \text{ V}$; $F = 96500 \text{ C mol}^{-1}$

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 04
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Se tienen dos alcoholes el metanol y el etanol.

a) Escriba la reacción ajustada de la combustión completa de cada uno de los alcoholes.

b) Calcule el calor por gramo de alcohol de cada reacción de combustión.

DATOS: Entalpías de combustión: $\Delta H_c \text{ CH}_3\text{OH} = -727 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_c \text{ CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = -1368 \text{ kJ mol}^{-1}$

Masas atómicas relativas: C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0

Los productos de las dos combustiones son CO_2 y H_2O

2. Escriba y nombre:

a) Dos compuestos de carbono que presenten isomería de posición de un grupo carbonilo en un carbono secundario y el resto de los carbonos una hibridación sp^3

b) Un compuesto que presente isomería de función con respecto a los compuestos del apartado a

3. Considerando la reacción $\text{C}(g) \rightarrow \text{D}(g) + \text{E}(g)$. Si su energía de activación es de 140 kJ mol^{-1} , calcule:

a) Su factor de frecuencia si la constante de reacción a 300°C es $0,34 \text{ s}^{-1}$

b) La concentración inicial de C a 300°C para tener una velocidad de $0,68 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$

DATO: $R = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

4. Conteste brevemente a las siguientes cuestiones:

a) ¿Cuál es la característica principal de una sustancia diamagnética?

b) ¿Qué caracteriza a los elementos que pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica?

c) ¿En qué consiste la electronegatividad?

OPCIÓN B

1. Se tienen 0,5 L de una disolución acuosa de ácido sulfúrico al 26% en masa y $1,19 \text{ g cm}^{-3}$ de densidad. Calcule el volumen necesario de una disolución 2 mol L^{-1} de una base para neutralizarlos, cuando la base es:

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 04
				Hoja: 2 de 2

a) Hidróxido de sodio

b) Hidróxido de bario

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16,0; S = 32

2. Dados los siguientes compuestos: SiH_4 , GeH_4 y SnH_4 . Responda de forma **razonada**:

a) ¿Qué geometría presentan?

b) Ordene los compuestos de mayor a menor punto de fusión.

DATOS: Si (Z = 14), Ge (Z = 32) y Sn (Z = 50).

3. El bromuro de potasio reacciona con ácido sulfúrico concentrado para dar dióxido de azufre, bromo, sulfato de potasio y agua.

a) Ajuste y escriba la reacción en forma molecular.

b) Si se hacen reaccionar completamente 12 g de bromuro de potasio, calcule el volumen de bromo obtenido cuando este se mide a 125°C y 760 mmHg de presión.

DATOS: Masas atómicas relativas: Br = 79,9; K = 39,0

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

4. El amoníaco se obtiene industrialmente haciendo reaccionar nitrógeno con hidrógeno. Calcule los valores estándar para la obtención de 1 mol de amoníaco de:

a) La entalpía de la reacción a partir de las energías medias de enlace

b) La entropía de la reacción a partir de las entropías de las sustancias que intervienen

DATOS: Entalpías estándar: $\Delta H^\circ (\text{H}-\text{H}) = 436 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ (\text{N}\equiv\text{N}) = 946 \text{ kJ mol}^{-1}$;

$$\Delta H^\circ (\text{N}-\text{H}) = 390 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Entropías estándar: $S^\circ [\text{H}_2(\text{g})] = 131 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $S^\circ [\text{N}_2(\text{g})] = 192 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$;

$$S^\circ [\text{NH}_3(\text{g})] = 192 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

 03100587		Química (F.E.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
		Junio - 2014	Duración: 90min.		
					Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. En un recipiente de 3 L se introducen 0,16 mol de tetraóxido de dinitrógeno y se calienta a 35°C. Parte del gas se disocia en dióxido de nitrógeno y cuando se alcanza el equilibrio la presión total es de 2,25 atm. Calcule:

- El grado de disociación en el equilibrio
- El valor de K_C en las condiciones estudiadas

DATO: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

2. Calcule:

- La entalpía estándar de formación del metano
- La energía media de un mol de los enlaces C–H en el metano y H–H del hidrógeno

DATOS: Entalpías estándar: Entalpía de atomización del metano = 1664 kJ mol^{-1}

Energía de disociación de un mol de moléculas de hidrógeno = 436 kJ mol^{-1}

Calor de sublimación del grafito = 718 kJ mol^{-1}

3. Escriba y nombre:

- Tres isómeros estructurales de fórmula $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ que presenten un grupo éter
- Dos isómeros de función de fórmula $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$

4. Escriba de forma **razonada**:

a) La configuración electrónica de un átomo neutro en su estado fundamental que tenga al menos un electrón en todos los tipos de orbitales de la lista:

- A. (3, 1) B. (4, 2) C. (2, 1) D. (1, 0)

b) Los números cuánticos de los electrones que se encuentran en la capa de valencia de los tres primeros elementos pertenecientes al segundo grupo de la tabla periódica

DATO: Los tipos de orbitales se han agrupado por el valor de los números cuánticos, (n, l) y pueden tener cualquier valor permitido de m_l .

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 06
				Hoja: 2 de 2

OPCIÓN B

1. El yodato de potasio reacciona con el aluminio en presencia de ácido clorhídrico para dar cloruro de aluminio, yodo, cloruro de potasio y agua.

a) Ajuste y escriba la reacción en forma molecular.

b) Determine que volumen de yodo se formará si reaccionaran completamente 5 g de aluminio.

DATOS: Densidad del yodo $4,94 \text{ g cm}^{-3}$

Masas atómicas relativas: Al = 27,0; I = 127

2. La constante de basicidad del amoníaco es $1,8 \cdot 10^{-5}$.

a) Calcule la constante de acidez de su ácido conjugado.

b) Determine la concentración inicial de amoníaco en g L^{-1} de una disolución de amoníaco en agua sabiendo que su grado de disociación en dicha disolución es $2 \cdot 10^{-4}$.

DATOS: $K_w = 10^{-14}$

Masas atómicas relativas: H = 1,0; N = 14,0

3. Conteste de forma **razonada**:

a) ¿La energía que se desprende del F cuando se forma el F^- es suficiente para convertir el Li en Li^+ ?

b) Asocie F_2 , Li y LiF con el tipo de enlace que presentan.

DATOS: Afinidad electrónica del F = -328 kJ mol^{-1}

Entalpía de ionización del Li = 515 kJ mol^{-1}

4.

a) A partir de la reacción de la hexametilendiamina y el ácido hexanodioico se puede formar un polímero conocido como nailon 6,6. **Razone** si la polimerización que tiene lugar es de adición o de condensación.

b) ¿En qué consiste el proceso de la vulcanización?

 03100587		Química (F.E.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
		Junio - 2014	Duración: 90min.		
					Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. En un recipiente cerrado y vacío se introducen 8,10 mol de nitrógeno y 12,80 mol de hidrógeno y se espera hasta alcanzar el equilibrio manteniendo la temperatura constante. Entonces se comprueba que la presión total es de 1 atm y que se han formado 0,40 mol de amoníaco. Calcule:

- Los moles de hidrógeno y nitrógeno que hay en el equilibrio
- La presión parcial de cada gas en el equilibrio
- El valor de K_p

2.

- Dada la siguiente reacción: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(l) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}(l) + \text{H}_2\text{O}(l)$. Obtenga la entalpía de la reacción en condiciones estándar.
- Calcule la entalpía de la oxidación en condiciones estándar de 1 mol de etanol cuando los productos son dióxido de carbono y agua.

DATOS: Entalpías estándar: $\Delta H_f^\circ \text{CO}_2(g) = -394 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(l) = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$;

$\Delta H_f^\circ \text{CH}_3\text{COOH}(l) = -487 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = -272 \text{ kJ mol}^{-1}$

Masas atómicas relativas: C = 12,01; H = 1,0; O = 16,0

3. Se tienen 3 elementos A, B y C de número atómico (Z) 17, 11 y 25.

- Escriba su configuración electrónica más estable.
- Razone** cuál será la configuración del ión más estable de A y de B y escriba la configuración electrónica correspondiente al catión C^{+2} .

4. Teniendo en cuenta que todos los carbonos de los compuestos que se piden deben presentar una hibridación sp^3 formule, nombre y diga si puede presentar isomería óptica un compuesto hidrocarbonado con:

- Una amina terciaria y cuatro átomos de carbono
- Dos alcoholes primarios, un alcohol secundario y tres átomos de carbono

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 08
				Hoja: 2 de 2

OPCIÓN B

1. Se tienen tres barras: una de hierro, otra de oro y otra de magnesio y se introduce cada una en un vaso con agua ligeramente ácida y oxígeno.

b) Escriba las semi-reacciones correspondientes a la oxidación para los tres metales y a la reducción del oxígeno.

a) **Razone** cuál o cuáles de los tres metales forman, en condiciones estándar, una pila con el oxígeno.

DATOS: $E^\circ (\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Au}^{+3}/\text{Au}) = +1,50 \text{ V}$;
 $E^\circ (\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$

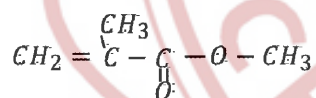
2. Se tienen 8 g de hidróxido de sodio disueltos en 0,8 L de disolución.

a) Calcule el pOH de la disolución.

b) Si 0,1 L de la disolución anterior sirven para neutralizar 0,5 L de una disolución de ácido clorhídrico, calcule la concentración en g L^{-1} de la disolución de ácido clorhídrico empleada.

DATOS: Masas atómicas relativas: $\text{H} = 1,0$; $\text{O} = 16,0$; $\text{Na} = 23$; $\text{Cl} = 35,5$

3. Con el siguiente monómero se puede sintetizar un polímero empleado para la fabricación entre otros objetos de mamparas, gafas de sol y muebles.



a) Escriba y nombre los grupos funcionales que tiene el monómero.

b) **Razone** si su polimerización es de adición o de condensación.

4. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) No hay casos intermedios entre el enlace iónico y el enlace covalente.

b) En mecánica cuántica el enlace covalente puede considerarse formado por el solapamiento de dos orbitales atómicos.

c) Los metales tienen puntos de fusión variables.

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 10
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Se disuelven completamente unos gramos de aluminio en una disolución de cloruro de cadmio y se produce un precipitado de cadmio junto con una disolución de cloruro de aluminio. Escriba:

- Las semireacciones que tienen lugar y la reacción en forma molecular
- La representación simbólica de la pila formada con los iones que intervienen en el proceso e indique cuál es el ánodo y cuál es el cátodo

2. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- El índice de coordinación de un ión de un cristal iónico es la carga que tendría si se encontrase como un ión aislado.
- El enlace de hidrógeno es más fuerte que las fuerzas de Van der Waals pero menos fuerte que el enlace covalente.
- Todos los metales son sólidos a temperatura ambiente.

3. La acidez de un vinagre viene dada por su contenido en ácido acético y se tiene un vinagre con un pH=2. Si se mezcla 1 L de este vinagre con 9 L de agua, obtenga el pH de la mezcla resultante.

DATOS: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Suponga volúmenes aditivos.

4.

- ¿Cuánto pesará una muestra de polímero que contiene el mismo número de cadenas de polímero que el número de moléculas que se encuentran en 3,6 g de agua?
- Las reacciones de polimerización pueden ser de adición o de condensación. Explique brevemente en qué se diferencian.

DATOS: Masa molecular promedio de cada cadena del polímero es de 500000 u

Masas atómicas relativas: H=1,0; O=16,0

 03100587		Química (F.E.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
		Junio - 2014	Duración: 90min.		
				Hoja: 2 de 2	

OPCIÓN B

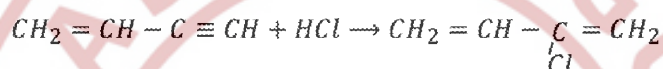
1. La constante de equilibrio químico en función de la presión de la reacción del nitrógeno y el hidrógeno para dar amoníaco a 50°C es de $3,4 \cdot 10^4 \text{ atm}^{-2}$ y la entalpía estándar de esta reacción es de -92 kJ por cada 2 mol de amoníaco.

a) Calcule K_C .

b) Comente de forma **razonada** si el valor de K_C a 100°C será mayor o menor que el obtenido a 50°C.

DATO: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

2. Dada la siguiente reacción:



a) Nombre todos los compuestos que intervienen.

b) Indique para cada átomo de carbono de los compuestos anteriores que hibridación debe tener.

3. Si a partir de los gases monóxido de carbono e hidrógeno se puede obtener metanol líquido con una entalpía de reacción de -128 kJ por mol de metanol a 25°C y 1 atm:

a) Determine la entalpía de formación de 1 L de metanol medido a 25°C.

b) ¿Cuántos litros de metanol medidos a 25°C se obtendrán, si como resultado de la reacción se obtienen además 50560 kJ?

DATOS: $\Delta H_f^\circ \text{CO(g)} = -111 \text{ kJ mol}^{-1}$

Densidad del metanol a 25°C = $0,79 \text{ g cm}^{-3}$

Masas atómicas relativas: C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0

4. Se tienen 3 elementos A, B y C de números atómicos (Z) 17, 20 y 35 respectivamente.

a) Escriba su configuración electrónica más estable.

b) **Razone** cuáles son los números cuánticos que caracterizan electrones de la capa de valencia del elemento B.

c) Si se considera que el número másico de A, B y C es 35, 40 y 80 respectivamente, obtenga de forma **razonada** el número de electrones, protones y neutrones que tiene cada elemento neutro.

 03100587		Química (F.E.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 12	
				Hoja: 1 de 2	

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Las entalpías de formación estándar del gas metano, del agua líquida, del dióxido de carbono gas y la energía de combustión del octano líquido son -75 , -286 , -394 y -5518 kJ mol⁻¹ respectivamente.

a) Determine la entalpía de la combustión completa de 1 mol de gas metano en condiciones estándar.

b) Calcule cuántos gramos de octano hay que quemar para obtener 500 kJ.

DATOS: Los productos de las combustiones son CO₂ y H₂O

Masas atómicas relativas: C = 12,0; H = 1,0

2. Conteste brevemente a las siguientes cuestiones:

a) ¿En qué consiste el principio de indeterminación de Heisenberg?

b) ¿Qué quiere decir que los orbitales de un subnivel energético son degenerados?

c) ¿Qué caracteriza a los elementos que pertenecen al mismo periodo de la tabla periódica?

3. Dados los siguientes compuestos:

A. 1-propanamina

B. Propanamida

C. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{NH}_2$

a) Escriba o nombre los compuestos según corresponda.

b) Calcule la diferencia de peso molecular entre los dos compuestos que pertenecen a la misma serie homóloga.

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12,0; H = 1,0

4. A 27°C y 1 atm, el 20% de 1 mol de tetraóxido de dinitrógeno está disociado en dióxido de nitrógeno.

a) Obtenga la constante K_p en dichas condiciones.

b) Si se disminuye la presión a la mitad, comente de forma **razonada** como influye cualitativamente esto en la disociación del tetraóxido de dinitrógeno.

 03100587		Química (F.E.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
		Junio - 2014	Duración: 90min.		
				Hoja: 2 de 2	

OPCIÓN B

1. A lo largo del tiempo se ha revisado el concepto de ácido y base dando lugar a diferentes teorías.

Escriba:

- El nombre de dos teorías diferentes sobre la naturaleza de los ácidos y las bases junto con la definición de base que tienen asociada
- El ácido conjugado de las siguientes bases: H_2O , NH_3 , ClO^-

2. Se tienen 0,5 L de una disolución de sulfato de cobre (II) y se emplean 10 g de Zn para recuperar todo el cobre disuelto.

- Calcule la concentración inicial de sulfato de cobre y la concentración final de sulfato de zinc.
- Escriba la representación simbólica de la pila formada con los iones que intervienen en el proceso e indique cual es el ánodo y cual es el cátodo.

DATOS: Masa atómica relativa: $\text{Zn} = 65,4$

Considerar que el volumen de la disolución se mantiene constante

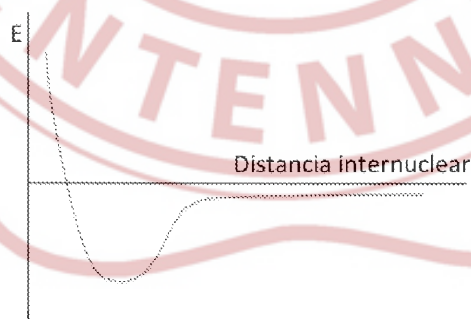
3. Calcule el número de moléculas que hay en 5 mg de muestra si se trata de:

- Un polímero con una masa molecular promedio de 200000 u
- Agua

DATOS: Número de Avogadro = $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas mol^{-1}

Masas atómicas relativas: $\text{H} = 1,0$; $\text{O} = 16,0$

4. Dada la siguiente curva de energía potencial (E) asociada a dos átomos en función de la distancia entre sus núcleos:



- ¿Dónde se encuentran las zonas de repulsión, sin atracción, máxima atracción y atracción débil?
- Dibuje una nueva curva de energía correspondiente a otro par de átomos que formen una molécula que tenga una energía de enlace y una longitud de enlace mayores.

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 14
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Teniendo en cuenta los siguientes datos:

Átomo	Número atómico	Protones	Electrones	Neutrones	Número másico
N		7			14
F ⁻			10		19
In ³⁺	49				115
Al ³⁺	13			14	

- Complete la tabla.
- Escriba la configuración electrónica de los átomos que aparecen en la tabla.
- Agrupe **razonadamente** los átomos neutros de donde provienen, en metales o no metales.

2. En un laboratorio se llevan a cabo dos experimentos:

A. En un recipiente de 10 L se introducen 2 mol de SO₂ y 2 mol de O₂ y se calienta a 727°C formándose SO₃. Cuando se alcanza el equilibrio se determina que hay 0,3 mol de SO₂.

B. En un litro, 40 g de SO₃ se encuentran en equilibrio con 8 g de SO₂ y 8 g de O₂ a temperatura desconocida.

Determine K_C para cada experimento.

DATOS: Masas atómicas relativas: S = 32,0; O = 16,0

3.

a) Si se quema 1 mol de butano a 25°C y 10⁵ Pa, ¿cuánta energía se obtiene?

b) Si se utilizan 4000 kJ en aumentar la temperatura de 100 L de agua que está a 25°C, ¿cuántos grados de temperatura aumentará dicha cantidad de agua?

DATOS: Entalpías estándar: ΔH_f° CO₂(g) = -394 kJ mol⁻¹; ΔH_f° H₂O(l) = -286 kJ mol⁻¹;

$$\Delta H_f^\circ \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) = -125 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Densidad del agua = 1 g cm⁻³; Calor específico del agua = 4,18 J °C⁻¹ g⁻¹

Masas atómicas relativas: C = 12,01; H = 1,0

Los productos de la combustión son CO₂ y H₂O

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2014	Duración: 90min.		MODELO 14
				Hoja: 2 de 2

4. Nombre y formule:

- Dos compuestos que presenten isomería geométrica en la que intervengan dos metilos y tengan un total de cuatro carbonos cada uno de ellos.
- Un compuesto que presente isomería de posición con respecto a los compuestos del apartado a.

OPCIÓN B

1. Dado el siguiente fragmento de una cadena de polímero



- Calcule cuál es la masa de una cadena de este polímero si tiene 1000 unidades repetitivas.
- Señale de forma **razonada** si es posible o no, que entre dos cadenas de este polímero se puedan establecer enlaces de hidrógeno.

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0; N = 14,0

2. El ácido nítrico reacciona con el cobre para dar óxido de nitrógeno (IV), nitrato de cobre (II) y agua.

- ¿Cuántos gramos de cobre se necesitan para obtener 15 g de óxido de nitrógeno (IV)?
- ¿Cuántos gramos de ácido nítrico se necesitan para que reaccionen completamente 25 g de cobre?

DATOS: Masas atómicas relativas: Cu = 63,5; O = 16,0; N = 14,0

3.

- En 200 mL hay 1,7 g de hidróxido de bario. Calcule el pH de la disolución.
- ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio se necesitan para preparar 400 mL de disolución con un pOH = 2?

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16,0; Na = 23; Ba = 137

4. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- La regla del octeto es completamente general. No tiene ninguna excepción.
- La energía de red o energía reticular es la energía que se desprende al atraerse dos iones gaseosos para formar una molécula.
- En el enlace covalente, dos átomos comparten un par de electrones con número cuántico de espín diferente.

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Septiembre - 2014	Duración: 90min.		MODELO 15
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Sabiendo que a partir del monóxido de carbono y el oxígeno se puede obtener dióxido de carbono. Calcule:

a) La variación de entropía de la reacción correspondiente a la formación de 1 mol de dióxido de carbono.

b) Cuánta energía se libera, si con la reacción de una mezcla de monóxido de carbono y oxígeno se obtienen también 56 L de dióxido de carbono medidos a 25 °C y 760 mm Hg.

DATOS: Entropías estándar: $S^\circ \text{CO}_2(\text{l}) = 214 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $S^\circ \text{O}_2(\text{g}) = 205 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$;

$$S^\circ \text{CO}(\text{g}) = 198 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\text{Entalpía estándar: } \Delta H_f^\circ \approx -283 \text{ kJ mol}^{-1}$$

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

2. Se necesitan 78 mg de fluoruro de calcio para saturar con dicha sal 5 L de agua. Determine de forma **razonada** si precipita parte del fluoruro de calcio en los siguientes casos:

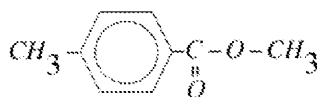
a) 2 L de la disolución saturada de fluoruro de calcio se mezclan con 2 L de una disolución de cloruro de calcio de concentración $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$.

b) 2 g de cloruro de calcio y 5 mg de fluoruro de calcio se mezclan para formar 3 L de disolución.

DATOS: Considere que los volúmenes son aditivos

$$\text{Masas atómicas relativas: F} = 19,0; \text{Ca} = 40,0$$

3. Dados los siguientes compuestos:



A. 3,4 -dihidroxi-2-butanona B.

C. $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{NH}_2$

a) Escriba o nombre los compuestos según corresponda.

b) Escriba y nombre los grupos funcionales de cada uno de ellos que sean diferentes entre sí.

4. Se tienen los tres primeros elementos pertenecientes al decimosexto grupo de la tabla periódica.

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Septiembre - 2014	Duración: 90min.		MODELO 15
				Hoja: 2 de 2

- a) Escriba la configuración electrónica en su estado fundamental.
- b) **Razone**, cuántos electrones desapareados contienen.
- c) **Razone**, cuál es número mínimo de electrones que deben movilizarse para que adquieran una configuración electrónica de gas noble.

OPCIÓN B

1. Se tiene una disolución de $0,25 \text{ mol L}^{-1}$ de hidróxido de calcio.
- a) Obtenga el pH de la disolución.
- b) Si se toman 0,5 L de ella, calcule que volumen de una disolución de ácido nítrico $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ que se necesita para su neutralización.
2. El sulfuro de cobre (II) reacciona con el ácido nítrico para dar nitrato de cobre (II), óxido de nitrógeno (IV), azufre y agua.
- a) Ajuste y escriba la reacción en forma molecular.
- b) **Razone** cuál es el agente oxidante y cuál es el agente reductor.
3. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
- a) Los orbitales híbridos sp^3 se forman al combinarse un orbital s con el tercero de los tres orbitales p.
- b) Los metales son dúctiles y maleables.
- c) En la celda unidad de un compuesto iónico sólo hay un ión de cada uno de los elementos que participan en la red cristalina.
4. Escriba la estructura de los siguientes polímeros y mencione cuáles de ellos presentan carbonos asimétricos en su estructura y por tanto tacticidad:
- a) Polipropileno
- b) Politetrafluoretileno
- c) Polietileno

 03100587		Química (F.E.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
	Septiembre - 2014	Duración: 90min.		MODELO 16	
					Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Dada la siguiente reacción: $H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$.

a) Obtenga, a partir de las energías medias de enlace, la entalpía de la reacción correspondiente a la formación de un mol de agua gaseosa.

b) ¿Cuál es la variación de entropía resultante de formar 1 mol de agua gaseosa en condiciones estándar?

DATOS: Entalpías estándar: ΔH° (H-H)= 436 kJ mol⁻¹; ΔH° (O=O)= 498 kJ mol⁻¹;

$$\Delta H^\circ$$
 (O-H)= 460 kJ mol⁻¹

Entropías estándar: S° O₂(g)= 205 J mol⁻¹ K⁻¹; S° H₂O(g)= 189 J mol⁻¹ K⁻¹;

$$S^\circ$$
 H₂(g)= 131 J mol⁻¹ K⁻¹

2. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) El número atómico es el que se emplea para determinar el lugar que ocupa el elemento en la tabla periódica y coincide con el número de neutrones que tiene el átomo.

b) En la tabla periódica los elementos de una columna forman un grupo.

c) Según el modelo de Bohr los orbitales son regiones del espacio donde hay una probabilidad muy alta de encontrar a los electrones de un átomo.

3. Dada la siguiente reacción: $CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$.

a) Escriba la expresión de su constante de equilibrio K_c

b) Deduzca **razonadamente** hacia dónde se desplazará la reacción si se disminuye la presión.

4. Dados los siguientes compuestos:



A. 1-buten-3 ino; B. ; C. propanodial

a) Escriba o nombre los compuestos según corresponda.

b) Escriba y nombre los grupos funcionales de cada uno de ellos que sean diferentes entre sí.

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Septiembre - 2014	Duración: 90min.		MODELO 16
				Hoja: 2 de 2

OPCIÓN B

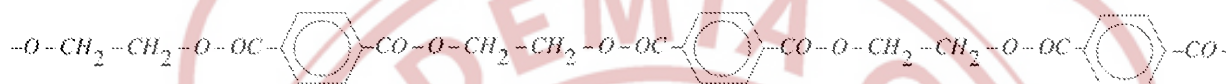
1. Se emplean 12 g de ácido nítrico y 7 g de hidróxido de sodio para preparar 1,5 L de disolución acuosa.

a) Determine el pH de la disolución.

b) ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio habría que añadir junto con los 12 g de ácido nítrico para conseguir una disolución neutra? Suponga que el volumen no cambia.

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16,0; Na = 23; N = 14,0

2. Dado el siguiente fragmento de una cadena de polímero con una masa de 250000 u:



a) ¿Cuántas unidades repetitivas hay en una cadena de polímero?

b) ¿Cuántos gramos son 0,001 mol de este polímero?

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0

3. El ácido nítrico disuelve el cinc dando nitrato de zinc, nitrato de amonio y agua.

a) ¿Qué volumen de ácido nítrico con una concentración de 2 mol L⁻¹ se necesitará para disolver completamente 7 g de zinc?

b) ¿Cuántos gramos de agua se formarán como resultado de disolver en ácido nítrico 3 g de zinc?

DATOS: Masas atómicas relativas: Zn = 65,4; H = 1,0; O = 16,0

4. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) El MgO debe tener un punto de fusión alto.

b) Todas las sustancias moleculares son gases o líquidos a temperatura ambiente y 1 atm de presión.

c) Los sólidos covalentes tienen puntos de fusión bajos.

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Septiembre - 2014	Duración: 90min.		MODELO 17
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Dados los siguientes grupos de valores correspondientes a los números cuánticos n , l y m_l asociados a diferentes orbitales: (3, 0, 0), (2, 1, 1) y (4, 2, -2). Responda de forma **razonada**:

a) ¿A qué tipo de orbital corresponden?

b) Si forman parte de los orbitales de un átomo neutro con número atómico 15, determine cuántos electrones se encuentran en estos orbitales sabiendo que el átomo está en su configuración electrónica más estable.

2.

a) Dada la siguiente reacción química que tiene lugar a 25°C y 10^5 Pa: $HgO(s) \rightarrow Hg(l) + O_2(g)$. Determine la energía necesaria para obtener 50 g de Hg (l).

b) ¿Cuánta energía se desprende en la formación de agua gaseosa cuando se emplea hidrógeno en exceso y 4 g de oxígeno?

DATOS: Entalpías estándar: $\Delta H_{\text{descomposición}} [HgO (s)] = 91 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_f [H_2O(g)] = -285,8 \text{ kJ mol}^{-1}$

Masas atómicas relativas: Hg = 200,59; H = 1,0; O = 16,0

3. Una determinada cantidad de pentacloruro de fósforo se introduce en un recipiente de 24 L de capacidad y se calienta a 250°C. En el equilibrio se comprueba que hay 0,42 mol de pentacloruro de fósforo, 0,64 mol de tetracloruro de fósforo y otros 0,64 mol de cloro.

a) Obtenga la constante K_C en las condiciones estudiadas.

b) Calcule la presión total de la mezcla en el equilibrio.

c) Si aumenta la presión ¿cómo afectará al equilibrio? **Justifique** su respuesta.

DATO: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

4. Dados los siguientes compuestos:

A. 3-cloropentano

B. ácido 3-cloro pentanoico

C. 2-cloropropanal

a) Formule dichos compuestos.

b) **Razone** cuáles pueden ser ópticamente activos.

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Septiembre - 2014	Duración: 90min.		MODELO 17
				Hoja: 2 de 2

OPCIÓN B

1. El poliestireno en forma de espuma se emplea en cajas de embalaje y como aislante térmico. Calcule:

a) ¿Cuántos monómeros de estireno se necesitan para obtener una cadena de poliestireno de unas 100000 u?

b) ¿Qué volumen ocupará, medido en dm^3 , una muestra de 10 g de poliestireno en forma de espuma?

DATOS: Densidad de una muestra de poliestireno en forma de espuma = 20 kg m^{-3}

Masas atómicas relativas: C = 12,0; H = 1,0

2. Se añaden 7 g de ácido hipocloroso para preparar 4 L de disolución acuosa.

a) Determine el pH y el grado de disociación en tanto por uno del ácido hipocloroso de la disolución formada.

b) ¿Cuál será el pH y el grado de disociación si se añaden el triple de gramos de ácido hipocloroso para preparar 0,4 L de disolución?

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16,0; Cl = 35,5

$K_a = 2,9 \cdot 10^{-8}$

3. El cinc reacciona con nitrato de plata en disolución para dar plata y nitrato de cinc.

a) Calcule cuántos gramos de cinc se necesitan para obtener 8 cm^3 de plata.

b) Determine la pureza en tanto por ciento en masa de una barra en cinc de 50 g si el resultado de su reacción con exceso de nitrato de plata da lugar a 145 g de plata.

DATOS: Considerar un rendimiento de la reacción del 100%

Densidad de la plata = $10,5 \text{ g cm}^{-3}$

Masas atómicas relativas: Zn = 65,4; Ag = 107,9

4. Dados los siguientes compuestos de flúor:

A. LiF

B. OF_2

C. F_2

Responda de forma **razonada**:

a) Ordene los compuestos de menor a mayor carácter iónico de los enlaces que presentan.

b) Ordene los compuestos de menor a mayor punto de fusión.

c) Agrupe los compuestos según su capacidad de conducir la electricidad en estado sólido y en estado líquido.

DATOS: Li (Z = 3), O (Z = 8) y F (Z = 9).

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Septiembre - 2014	Duración: 90min.		MODELO 18
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

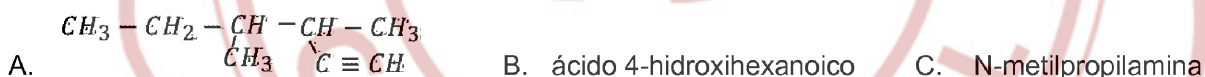
Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Dados 4 elementos A, B, C y D de números atómicos (Z) 8, 20, 4 y 10 respectivamente. Ordene los elementos de forma **razonada**:

- b) De menor a mayor tamaño
- c) De menor a mayor valor de su primera energía de ionización
- d) De menor a mayor valor de electronegatividad

2. Dados los siguientes compuestos:



- a) Escriba o nombre los compuestos según corresponda.
- b) Escriba y nombre los grupos funcionales de cada uno de ellos que sean diferentes entre sí.

3. A partir del monóxido de carbono y el oxígeno se puede obtener dióxido de carbono. Sabiendo que la entalpía de la reacción para obtener un mol de dióxido de carbono es de -283 kJ a 25°C y 760 mm Hg , calcule:

- a) La entalpía de enlace correspondiente al enlace $\text{C} \equiv \text{O}$ del monóxido de carbono
- b) La entalpía de formación del monóxido de carbono

DATOS: Entalpías estándar: $\Delta H(\text{O}=\text{O}) = 498 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H(\text{C}=\text{O}) = 804 \text{ kJ mol}^{-1}$;

$$\Delta H_f \text{CO}_2(\text{g}) = -394 \text{ kJ mol}^{-1}$$

4. El permanganato de potasio (tetraoxomanganato (VII) de potasio) reacciona con el yoduro de potasio en presencia de agua para dar yodo, hidróxido de potasio y dióxido de manganeso.

- a) Calcule el pH final si reaccionan completamente $0,5 \text{ mol}$ de permanganato de potasio en 4 L de disolución acuosa. Considere que el volumen no cambia.
- b) ¿Cuántos moles de yoduro de potasio se han gastado si se obtienen 12 L de disolución con un pH igual a 12?

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Septiembre - 2014	Duración: 90min.		MODELO 18
				Hoja: 2 de 2

OPCIÓN B

1. El óxido de nitrógeno (IV) reacciona con agua para dar ácido nítrico y óxido de nitrógeno (II).

Calcule:

a) ¿Cuántos gramos de óxido de nitrógeno (II) se obtienen si se emplean 70 g de óxido de nitrógeno (IV)?

b) ¿Cuántos gramos de óxido de nitrógeno (IV) se necesitarán, si se pretende emplear el ácido nítrico obtenido de la reacción para preparar 2 L de disolución acuosa con una concentración de 3 mol L⁻¹?

DATOS: Considere un rendimiento del 100%

Masas atómicas relativas: O = 16,0; N=14,0

2. Teniendo en cuenta los siguientes datos:

Entalpía de vaporización del Br₂ (l) = 27 kJ mol⁻¹

Entalpía de disociación del Br₂ (g) = 193 kJ mol⁻¹

Afinidad electrónica del Br (g) = -323 kJ mol⁻¹

Entalpía de sublimación del Na (s) = 109 kJ mol⁻¹

Entalpía de ionización del Na (g) = 495 kJ mol⁻¹

Energía reticular del NaBr (s) = -740 kJ mol⁻¹

donde (l) = líquido, (g) = gas y (s) = sólido. Calcule:

a) La entalpía de formación del cristal NaBr a partir del Br₂ (l) y del Na (s)

b) La energía correspondiente a la formación del cristal NaBr a partir de Br (g) y Na (g)

3. Se tiene ácido sulfúrico al 96% en masa y 1,84 g cm⁻³ de densidad en una botella.

a) ¿Qué volumen del ácido de la botella se necesita para preparar 2 L de una disolución con un pH igual a 3?

b) ¿Cuántos gramos del ácido de la botella se necesita para neutralizar 2 L de una disolución con un pH igual a 13?

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16,0; S = 32

4. Dada la reacción $C(g) \rightarrow A(g) + D(g)$. Si su velocidad de reacción es de $2,3 \cdot 10^{-3}$ mol L⁻¹ s⁻¹ cuando la concentración de C es de 0,01 mol L⁻¹, determine su constante de velocidad si:

a) La reacción es de orden cero

b) La reacción es de orden dos

 03100328		Química (F.G.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
	Septiembre - 2014	Duración: 90min.		MODELO 19	
				Hoja: 1 de 2	

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

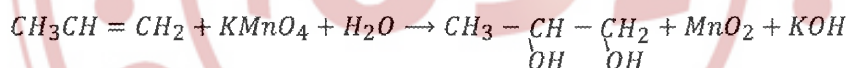
OPCIÓN A

1. Dados los siguientes grupos de valores correspondientes a los números cuánticos (n, l, m_l) asociados a diferentes orbitales: (2, 1, 0), (1, 0, 1), (3, 2, 1), (2, 1, -1) y (2, -1, 0). **Razone:**

a) ¿Cuáles no son posibles?

b) Los grupos de valores posibles, ¿a qué tipo de orbital corresponden?

2. Dada la reacción:



a) Nombre todos los compuestos que intervienen.

b) Ajuste y escriba la reacción en forma molecular.

3. Se tiene una disolución de agua saturada de fluoruro de bario. Calcule:

a) ¿Cuántos gramos de bario hay en 8 L de dicha disolución?

b) La solubilidad en mol L^{-1} del fluoruro de bario en una disolución acuosa con 1 mol L^{-1} de cloruro de bario

DATOS: Producto de solubilidad del fluoruro de bario = $1,7 \cdot 10^{-6}$

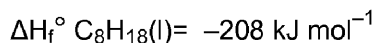
Masas atómicas relativas: F = 19,0; Ba = 137

4. En una caldera se quema octano pero por cada mol de octano consumido se aprovechan solo 3862 kJ:

b) ¿Cuál es el rendimiento de la caldera medido en tanto por ciento?

c) ¿A qué temperatura se pueden calentar 120 L de agua que están a 20°C cuando se quema 1 L de octano en dicha caldera?

DATOS: Entalpías estándar: $\Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) = -394 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$;



Calor específico del agua = $4,18 \text{ J}^\circ\text{C}^{-1} \text{g}^{-1}$

Densidad del agua = 1 g cm^{-3} ; Densidad del octano = $0,7 \text{ g cm}^{-3}$

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Septiembre - 2014	Duración: 90min.		MODELO 19
				Hoja: 2 de 2

Masas atómicas relativas: C=12,0; H=1,0

Los productos de la combustión son CO₂ y H₂O

OPCIÓN B

1. El polietileno (PE) es empleado en la industria para la fabricación de tuberías, bolsas, embalajes, etc.

a) Escriba su estructura principal.

b) Mencione que diferencia estructural hay entre el PE de alta densidad y el PE de baja densidad.

2. Teniendo en cuenta los siguientes datos:

Entalpía de sublimación del I₂ (s) = 63 kJ mol⁻¹

Entalpía de disociación del I₂ (g) = 150 kJ mol⁻¹

Afinidad electrónica del I (g) = -296 kJ mol⁻¹

Entalpía de sublimación del Li (s) = 155 kJ mol⁻¹

Entalpía de ionización del Li (g) = 515 kJ mol⁻¹

donde (g) = gas y (s) = sólido. Responda a las siguientes cuestiones:

a) **Razone** si es suficiente la energía que se desprende del I para convertir el Li en Li⁺.

b) Si la entalpía de la formación del cristal LiI a partir de I₂ (s) y Li (s) es -268 kJ mol⁻¹, calcule la energía reticular del cristal LiI.

c) **Razone** cómo será la energía reticular del NaI con respecto al LiI.

3. Se tienen dos barras una de plata y otra de níquel y se introducen en un recipiente que contiene una disolución con nitrato de plata y nitrato de níquel.

a) Obtenga de forma **razonada** el potencial en condiciones estándar de la pila formada e indique cuáles son el ánodo y el cátodo.

b) Ajuste y escriba la reacción que tiene lugar en forma molecular.

DATOS: E° (Ag⁺/Ag) = + 0,80 V; E° (Ni²⁺/Ni) = -0,25 V

4. Se sabe que la constante de acidez del ácido acético K_a vale 1,8·10⁻⁵.

a) Calcule la constante de basicidad de su base conjugada.

b) Determine la concentración en mol L⁻¹ inicial de una disolución de ácido acético en agua sabiendo que su grado de disociación en dicha disolución es 2·10⁻².

DATO: K_w = 10⁻¹⁴

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Septiembre - 2014	Duración: 90min.		MODELO 20
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Calcule el producto de solubilidad de los siguientes compuestos a 25°C:

- Sulfato de calcio anhidro, si se pueden encontrar hasta 0,40 g de este compuesto en 0,6 L de disolución acuosa sin que precipite.
- Bromuro de calcio, si una disolución acuosa saturada de bromuro de calcio tiene una concentración de 0,04 g L⁻¹.

DATOS: Masas atómicas relativas: Ca = 40,0; O = 16,0; S = 32,0; Br = 79,9

2. Dadas las siguientes reacciones:

- Cloroetano + hidróxido de sodio $\xrightarrow{\text{agua}}$
- Propeno + bromuro de hidrógeno $\longrightarrow$

Diga qué productos se forman en ellas mencionando de qué tipo de reacción se trata y nombre y/o formule todos los compuestos implicados.

3. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- El modelo atómico de Bohr incumple el principio de indeterminación de Heisenberg.
- Los cationes son siempre mayores que los átomos de los que provienen.
- El número total de electrones que puede alojarse en un subnivel 3d es 14.

4. Sabiendo que a partir de los gases monóxido de carbono e hidrógeno se puede obtener metanol líquido, determine:

- La variación de entropía de la reacción correspondiente a la formación de un mol de metanol.
- La variación de energía libre de Gibbs de la reacción correspondiente a la formación de un mol de metanol y diga si es espontánea en las condiciones estándar.

DATOS: Energías libres estándar: $\Delta G_f^\circ \text{CH}_3\text{OH(l)} = -166 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta G_f^\circ \text{H}_2 = 0 \text{ kJ mol}^{-1}$;

$\Delta G_f^\circ \text{CO (g)} = -137 \text{ kJ mol}^{-1}$

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Septiembre - 2014	Duración: 90min.		MODELO 20
				Hoja: 2 de 2

Entropías estándar: $S^\circ \text{CH}_3\text{OH(l)} = 203 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $S^\circ \text{H}_2 \text{(g)} = 131 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$;
 $S^\circ \text{CO (g)} = 198 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

OPCIÓN B

1. El óxido de manganeso (IV) reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloro, cloruro de manganeso (II) y agua.

a) Ajuste y escriba la reacción en forma molecular.

b) ¿Cuántos gramos de óxido de manganeso (IV) se necesitan para obtener 7 dm^3 de cloro medidos a 20°C y 785 mmHg ?

DATOS: Masas atómicas relativas: $\text{O} = 16,0$; $\text{Mn} = 54,9$

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

2. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) El HCl es poco soluble en agua porque el Cl_2 y el H_2 son poco solubles en agua.

b) El cuarzo, SiO_2 , es una sustancia molecular con un punto de fusión alto.

c) Los compuestos iónicos y los metales conducen la corriente eléctrica en estado fundido.

3. En la segunda etapa del método de Ostwald para la obtención del ácido nítrico, el óxido de nitrógeno (II) reacciona con el oxígeno para dar óxido de nitrógeno (IV).

a) Escriba la reacción ajustada en forma molecular.

b) Mencione razonadamente un factor que pueda contribuir a disminuir el rendimiento de esta reacción.

4. Se tienen $0,45 \text{ L}$ de una disolución acuosa de ácido nítrico con una concentración $0,02 \text{ mol L}^{-1}$.

a) Determine el pH de dicha disolución.

b) Sabiendo que $1,5 \text{ L}$ de una disolución de hidróxido de sodio neutralizan la disolución de ácido nítrico que se tiene. Calcule la concentración en mol L^{-1} que tiene la disolución de hidróxido de sodio.

 03100328		Química (F.G.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 01	
				Hoja: 1 de 2	

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Se tiene una disolución de amoníaco al 25 % de riqueza en masa. Calcule:

- La concentración en mol L^{-1} que resulta al diluir 4 mL de la disolución en 55 L de volumen total.
- El pH de la disolución diluida.

DATOS: Densidad de la disolución de amoníaco al 25 % = $0,91 \text{ g cm}^{-3}$

Masas atómicas relativas: H = 1,0; N = 14,0

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

2. Se tienen los siguientes elementos A, B y C de números atómicos (Z) 30, 19 y 9 respectivamente.

- Escriba su configuración electrónica más estable.
- Razone** cuántos electrones se encuentran desapareados en dicha configuración.
- Ordene los elementos **razonadamente** de menor a mayor tamaño.

3.

a) Formule los siguiente compuestos:

A. 3-metil-2-butanona

B. 2,3-pentanodiol

C. 2,5-dimetil-3-heptino

b) **Razone** si alguno de los anteriores compuestos **puede presentar** isomería óptica.

4. En la disociación de 2 mol de amoníaco en el hidrógeno y nitrógeno correspondientes se sabe que

$$K_p = 2,94 \cdot 10^{-5} \text{ atm}^2 \text{ a } 50^\circ\text{C}.$$

a) Calcule su K_c en la mismas condiciones.

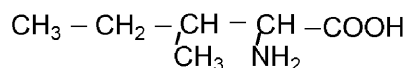
b) Si se tiene amoníaco con $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ y $0,3 \text{ mol L}^{-1}$ de hidrógeno y de nitrógeno respectivamente en dichas condiciones, ¿Qué concentración de amoníaco se encuentra sin disociar?

DATO: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

OPCIÓN B

1. Se tiene una disolución de isoleucina que es un aminoácido de estructura

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 01
				Hoja: 2 de 2



a) **Razone** que tipo de polimerización puede darse en la disolución en condiciones adecuadas.

b) Escriba el producto de la reacción de dos moléculas de isoleucina.

2. El carbonato de sodio sólido al tratarlo con hidróxido de calcio disuelto da lugar a una disolución de hidróxido de sodio y carbonato de calcio sólido.

a) ¿Cuál será el calor, en condiciones estándar, implicado en la reacción completa de 151 g de carbonato de sodio?

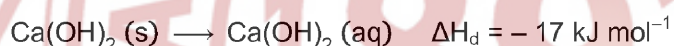
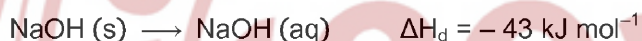
b) ¿Qué pH tendrán 50 L de una disolución acuosa preparada con el hidróxido de sodio obtenido en la reacción anterior?

DATOS: Entalpías estándar de formación: ΔH_f carbonato de sodio = $-1131 \text{ kJ mol}^{-1}$;

ΔH_f hidróxido de calcio = -986 kJ mol^{-1} ; ΔH_f hidróxido de sodio = -426 kJ mol^{-1} ;

ΔH_f carbonato de calcio = $-1208 \text{ kJ mol}^{-1}$

Reacciones de disolución con sus entalpías estándar:



Masas atómicas relativas: C = 12,01; H = 1,0; O = 16,0; Na = 23,0

3. El ácido nítrico reacciona con el sulfuro de plomo (II) para dar nitrato de plomo (II), óxido de nitrógeno (IV), azufre y agua.

a) Ajuste y escriba la reacción en forma molecular.

b) Calcule cuántos gramos de ácido nítrico han reaccionado si se han formado 18 L de óxido de nitrógeno (IV) medido a 1 atm y 25 °C.

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16,0; N = 14,0

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

4. Se tienen las siguientes moléculas: NH_3 , C_2H_4 , SO_2 y CCl_4 . Responda de forma **razonada**.

a) Agrúpelas según posean todos sus enlaces sencillos o presenten algún otro tipo de enlace.

b) ¿Cuáles de los enlaces de moléculas mencionadas son polares?

DATOS: H (Z = 1), N (Z = 7), C (Z = 6), S (Z = 16), O (Z = 8) y Cl (Z = 17)

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 02
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Se tienen 24 L de una disolución $1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ de ácido propanoico. Calcule:

- Los gramos de ácido propanoico necesarios para prepararla.
- El pOH de la disolución.

DATOS: Masas atómicas relativas H = 1,0; C = 12,01; O = 16,0

$$K_a = 1,4 \cdot 10^{-5}$$

2. Dada la reacción $\text{H}_2\text{O (g)} + \text{CO (g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$. En un recipiente de 1 L, a 1000 °C, se introducen 3 mol de CO_2 y una cantidad de H_2 . Cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 417,5 atm. Calcule:

- Los moles iniciales de H_2 .
- Los moles en el equilibrio de todas las especies químicas presentes.

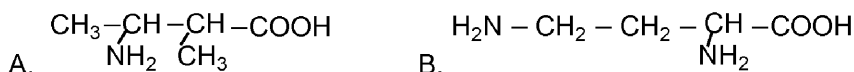
DATOS: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1}$

$$K_C = 1,45$$

3. Dados 4 elementos A, B, C y D de números atómicos (Z) 19, 35, 29 y 37 respectivamente.

- Escriba su configuración electrónica más estable.
- Ordénelos de menor a mayor valor de su primera energía de ionización de forma **razonada**.
- Escriba los números cuánticos asociados a todos los electrones que pueden situarse en los orbitales 4p.

4. Dados los siguientes compuestos:



C. $\text{HO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$

- Nómbrelos.
- Razone** si dichos compuestos tienen carbonos asimétricos.

 03100587		Química (F.E.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
		Junio - 2015	Duración: 90min.		
				Hoja: 2 de 2	

OPCIÓN B

1. Se necesita calentar 200 mL de aceite de oliva a 170 °C y presión constante.

- Si el aceite de oliva se encuentra a 25 °C, calcule cuánta energía hay que suministrarle para aumentar su temperatura hasta los 170 °C.
- Si el 70 % de la energía producida por la combustión de butano en condiciones estándar se emplea para calentar el aceite de oliva, ¿cuántos gramos de butano se necesitan para calentar los 200 mL de aceite de oliva desde los 25 °C a los 170 °C?

DATOS: Entalpía estándar: $\Delta H_c \text{ C}_4\text{H}_{10} (\text{g}) = -2881 \text{ kJ mol}^{-1}$

Masas atómicas relativas: C = 12,01; H = 1,0

Densidad del aceite de oliva 0,9 g cm⁻³

Calor específico del aceite a presión constante 1,67 J °C⁻¹ g⁻¹

Los productos de la combustión del butano son CO₂ y H₂O

2. El poliacrilonitrilo es un polímero soluble en disolventes orgánicos que se emplea en prendas textiles y se obtiene a partir del acrilonitrilo (CH₂=CH₂-CN).

- Razone** si se trata de un termoplástico o un termofijo (termoestable).
- Razone** si la polimerización que tiene lugar es de adición o de condensación.

3. Dada la reacción $\text{NaCrO}_2 + \text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{Na}_2\text{CrO}_4$

- Escriba la expresión ajustada.
- Razone** cuál es el agente oxidante y cuál es el agente reductor.

4. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Los metales tienen siempre puntos de fusión muy altos.
- Las moléculas covalentes pueden ser apolares o polares.

 03100328		Química (F.G.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 03	
				Hoja: 1 de 2	

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Calcule:

- El pH de una disolución con 40 g L^{-1} de HClO_4 .
- Si se añade agua a 35 mL de la disolución anterior hasta alcanzar un volumen de 700 mL , determine el pH resultante.

DATOS: Masas atómicas relativas $\text{H} = 1,0$; $\text{Cl} = 35,45$; $\text{O} = 16,0$

2. En un recipiente de 24 L de capacidad a 250°C se comprueba que hay en equilibrio $0,42 \text{ mol}$ de pentacloruro de fósforo, $0,64 \text{ mol}$ de tetracloruro de fósforo y otros $0,64 \text{ mol}$ de cloro.

- Calcule la constante K_p en las condiciones estudiadas.
- Si aumenta la cantidad de pentacloruro de fósforo, ¿cómo afectará al equilibrio?

DATO: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

3. El ácido 2-acetoxibenzoico más conocido como ácido acetilsalicílico se puede obtener a partir de la reacción de ácido 2-hidroxibenzoico con anhídrido acético.

- Formule los dos ácidos que aparecen en la reacción.
- Formule y nombre dos isómeros de posición del ácido 2-hidroxibenzoico.

4. En unos apuntes de distribuciones electrónicas se han encontrado las siguientes secuencias

- A. $1s^2 2s^2 p^5 3s^1$ B. $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^2$ C. $1s^2 2s^1 p^6 3s^2$ D. $1s^2 2s^2 p^5$

- Sin variar el número de electrones que contienen, **razone** si es necesario modificarlas, para que pertenezcan a átomos neutros en estado fundamental y escríbalas de nuevo en caso necesario.
- Escriba la configuración electrónica del ión más probable correspondiente a los átomos neutros B, C y D cuya configuración electrónica se ha razonado en el apartado anterior.
- Razone** si el tamaño de cada ión descrito en b será mayor o menor que el átomo neutro correspondiente.

 03100328		Química (F.G.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
		Junio - 2015	Duración: 90min.		
					Hoja: 2 de 2

OPCIÓN B

1. El cloruro de mercurio (I) reacciona con el cloruro de estaño (II) para dar mercurio y cloruro de estaño (IV).

a) Ajuste y escriba la reacción en forma molecular.

b) Calcule su fuerza electromotriz estándar.

c) Determine los moles de electrones que se necesitan para convertir 250 g de iones Sn^{4+} en estaño.

DATOS: $E^\circ(\text{Hg}_2^{2+}/2\text{Hg}) = +0,792 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = +0,14 \text{ V}$

Masa atómica relativa: $\text{Sn} = 118,7$

2.

a) Si se queman 29 ml de etanol en condiciones estándar, ¿cuánta energía puede obtenerse?

b) Determine a qué temperatura máxima se pueden calentar 3 L de aceite de oliva que se encuentra a 20°C si se emplea para ello toda la energía obtenida de la reacción anterior.

DATOS: Los productos de la combustión del etanol son CO_2 y H_2O

Entalpías estándar: $\Delta H_f \text{CO}_2(\text{g}) = -394 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_f \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$;

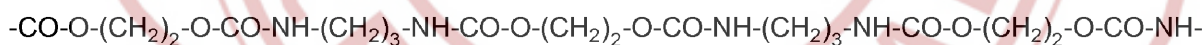
$\Delta H_f \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) = -278 \text{ kJ mol}^{-1}$

Densidad del aceite de oliva $0,9 \text{ g cm}^{-3}$; densidad del etanol $0,79 \text{ g cm}^{-3}$

Calor específico del aceite de oliva $1,67 \text{ J}^\circ\text{C}^{-1} \text{g}^{-1}$

Masas atómicas relativas: $\text{C} = 12,01$; $\text{H} = 1,0$; $\text{O} = 16,0$

3. Dado el siguiente fragmento de una cadena de polímero



a) ¿Cuál es el porcentaje en masa de nitrógeno en la unidad repetitiva?

b) ¿Cuántas unidades repetitivas se pueden encontrar si la cadena tiene una masa de 225000 u?

DATOS: Masas atómicas relativas: $\text{C} = 12,01$; $\text{H} = 1,0$; $\text{O} = 16,0$; $\text{N} = 14,0$

4. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) Las fuerzas de dispersión o de London se dan entre moléculas apolares.

b) La temperatura de ebullición de un compuesto iónico aumenta al aumentar la carga iónica de los iones que lo forman.

c) Cuando se disuelve pentano en agua se rompen los enlaces covalentes entre el hidrógeno y el carbono.

 03100587		Química (F.E.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
		Junio - 2015	Duración: 90min.		
					Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. A 20 mL de una disolución 0,03 mol L⁻¹ de ácido propanoico se añaden 480 mL de agua. Calcule:

- El pH de la disolución antes de diluirla.
- El grado de disociación medido en tanto por uno del ácido en la disolución después de diluirla.

DATOS: Considere que los volúmenes se suman

$$K_a = 1,4 \cdot 10^{-5}$$

2. Formule y nombre:

- Dos compuestos con 3 carbonos cada uno, el primero con una amina secundaria y el segundo con una amina terciaria.
- Razone** si ambos compuestos son o no isómeros entre ellos.

3. Se tienen 3 elementos A, B y C de números atómicos (Z) 17, 20 y 35 respectivamente. **Razone:**

- ¿Cuál es su orden de menor a mayor tamaño?
- ¿Qué tipo de enlace se puede formar entre B y C?

4. A una cierta temperatura y presión, el 80 % de un mol de pentacloruro de fósforo se encuentra disociado en tetracloruro de fósforo y cloro en un recipiente de 10 L.

- Calcule K_c en dichas condiciones.
- Si se disminuye el volumen a la mitad, comente de forma **razonada** como influye cualitativamente en la disociación del pentacloruro de fósforo.

OPCIÓN B

1. El calor de combustión de la sacarosa cuya fórmula es C₁₂H₂₂O₁₁ es de -5650 kJ mol⁻¹. Si se suministran para la combustión 24 moles de oxígeno durante 24 horas.

- ¿Cuántos gramos de sacarosa se pueden quemar en un día?
- ¿Cuántos kJ se producirán en un mes?

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12,01; H = 1,0; O = 16,0

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 04
				Hoja: 2 de 2

Los productos de la combustión son CO_2 y H_2O

Considerar que un mes tiene 30 días

2. El dicromato de potasio reacciona con el cloruro de hierro (II) en presencia de ácido clorhídrico para dar cloruro de cromo (III), cloruro de hierro (III), cloruro de potasio y agua.

a) Ajuste y escriba la reacción en forma molecular.

b) Escriba la representación simbólica de la pila formada con los iones que intervienen en el proceso e indique cuál es el ánodo y cuál es el cátodo.

3. El policloruro de vinilo es un polímero empleado para tuberías y marcos de ventanas que se fabrica a partir del cloroeteno también conocido como cloruro de vinilo.

a) Formule todos los compuestos que aparecen en la reacción. Represente el polímero por la unidad que se repite en él.

b) Mencione las etapas o fases en las que transcurre la reacción.

4. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

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

b) El enlace iónico suele darse entre elementos de parecida electronegatividad.

c) La molécula de hidrógeno forma enlaces de hidrógeno.

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 05
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Se tiene una disolución de ácido nítrico del 55 % en masa. Calcule:

- La concentración en mol L^{-1} del ácido nítrico.
- El volumen de esta disolución necesario para preparar 50 L de una nueva disolución de ácido nítrico con un pH de 3,3.

DATOS: Densidad de la disolución de ácido nítrico al 55 % = $1,43 \text{ g cm}^{-3}$

Masas atómicas relativas: N = 14,0; O = 16,0; H = 1,0

2.

- Formule y nombre 4 compuestos de composición C_5H_{10} .
- Razone** si los compuestos anteriores pueden presentar isomería geométrica.

3. Dada la reacción $\text{A(g)} + \text{B(g)} \rightarrow \text{C(g)}$, si su energía de activación es 42 kJ mol^{-1} , **razone**:

- ¿Es posible deducir que la reacción directa es endotérmica?
- ¿Modificará un catalizador la energía de activación de esta reacción?
- ¿Cuál será la ecuación de su velocidad si se considera que esta reacción es elemental?

4.

- Razone** si es posible encontrar la configuración electrónica $1s^2 2s^2 p^6$ en diferentes átomos.
- Calcule la longitud de onda medida en nanómetros de la radiación que se precisa para extraer un electrón del primer elemento del segundo grupo de la tabla periódica sabiendo que su primera energía de ionización es de 900 kJ mol^{-1} .

DATOS: Velocidad de los electrones desprendidos = 0 m s^{-1}

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$$

$$c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$$

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 05
				Hoja: 2 de 2

OPCIÓN B

1. Se tiene baquelita, aceite de silicona y poliestireno. Clasifíquelos según:

- Sean termoplásticos o termofijos (termoestables).
- Sean orgánicos o inorgánicos.

2. El sulfato de cobre (II) reacciona con el yoduro de potasio para dar yoduro de cobre (I), yodo y sulfato de potasio.

- Si se quisiera construir una pila con esta reacción, indique la semirreacción que tiene lugar en el ánodo y la que ocurre en el cátodo.
- Ajuste y escriba la reacción en forma molecular.

3. Responda de forma **razonada** a las siguientes cuestiones.

a) Analice qué tipo de enlace químico se rompe o qué fuerzas de atracción se vencen cuando:

- A. se evapora nitrógeno líquido B. se funde cloruro de calcio C. se hierve agua

b) Ordene de menor a mayor punto de ebullición los compuestos mencionados en el apartado a).

c) Elija entre el nitrógeno y el cloruro de calcio, ¿cuál será más soluble en agua?

4. Para la combustión completa de n-octano se emplean 100 L de una mezcla con un 79 % en volumen de nitrógeno y un 21 % en volumen de oxígeno medidos a 25 °C y 1 atm. Determine:

- Los moles de n-octano que pueden reaccionar completamente.
- La energía obtenida.
- La fracción en masa de cada componente en la mezcla gaseosa obtenida después de la combustión. Considere que el agua formada no contribuye a la mezcla gaseosa.

DATOS: Masas atómicas relativas: N = 14,0; C = 12,01; O = 16,0

Los gases que intervienen en este ejercicio se comportan como gases ideales

Los productos de la combustión completa son CO₂ y H₂O

Entalpía estándar de la combustión completa: $\Delta H_c \text{ C}_8\text{H}_{18} (\text{l}) = -5472 \text{ kJ mol}^{-1}$

R = 0,082 atm L K⁻¹ mol⁻¹

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 06
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1.

a) Calcule la solubilidad del cromato de bario.

b) Se mezclan 600 mL de una disolución de cromato de potasio $0,02 \text{ mol L}^{-1}$ con 400 mL de una disolución de cloruro de bario $0,01 \text{ mol L}^{-1}$. Determine de forma **razonada** si se forma precipitado.

DATOS: Producto de solubilidad del cromato de bario = $1,0 \cdot 10^{-10}$

Considere que los volúmenes se suman

2. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) El número de elementos que se encuentran en el tercer periodo de la tabla periódica es de siete.

b) En un grupo el tamaño de los átomos aumenta generalmente cuando aumenta el número de periodo.

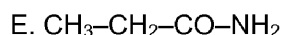
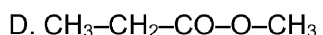
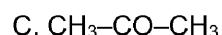
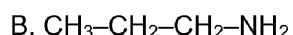
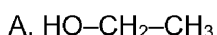
3. Se tienen 2 mL de una disolución acuosa de $4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ de ácido fórmico (ácido metanoico) con un pH de 3,12. Calcule:

a) El valor de la constante de acidez del ácido.

b) El volumen de agua que hay que añadir a dicha disolución para obtener un pH de 5.

DATO: Suponer volúmenes aditivos

4. Se tiene:



a) Ordene los compuestos de menor a mayor prioridad de su grupo funcional principal, es decir, en función de la prioridad que tendrá su grupo principal el caso de que este se encontrará en un compuesto con todos estos grupos.

b) Nombre los compuestos anteriores.

c) Nombre y formule un compuesto que contenga los dos grupos funcionales que ha situado al inicio de la lista del apartado a), dos carbonos y además que tenga isomería óptica.

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 06
				Hoja: 2 de 2

OPCIÓN B

1. 15 g de dicromato de potasio reaccionan completamente con yoduro de potasio en presencia de ácido sulfúrico para dar sulfato de cromo (III), yodo, sulfato de potasio y agua.

- Ajuste y escriba la reacción en forma molecular.
- Calcule cuántos gramos de yodo se han formado.

DATOS: Masas atómicas relativas: Cr = 53,0; O = 16,0; K = 39,1; I = 126,9

2. Los polímeros se pueden clasificar siguiendo varios criterios. Mencione:

- Tres de estos criterios y los diferentes grupos de polímeros que se forman según cada criterio.
- ¿A qué grupos de los mencionados en a) pertenece el politetrafluoreteno (teflón)?

3. Dadas las siguientes moléculas: HF, HI, HBr y HCl.

- Ordénelas de forma **razonada** de menor a mayor polaridad de su enlace.
- Establezca la estructura de Lewis del HF.

DATOS: F (Z = 9), I (Z = 53), Br (Z = 35) y Cl (Z = 17).

4. Se tienen 150 g de unos espaguetis formados por 11 % de proteínas, 73 % de carbohidratos, 2 % de lípidos y el resto se considera que es agua. Los porcentajes se dan en masa.

- ¿Cuánta energía se necesita para aumentar su temperatura desde los 25 °C a los 100 °C?
- Determine cuántos moles de butano se necesitan quemar en condiciones estándar para conseguir la energía suficiente para calentar los espaguetis junto con 1,7 L de agua desde los 25 °C hasta los 100 °C, si solo se aprovecha el 60 % de la energía de la combustión.

DATOS: Densidad del agua 1 g cm⁻³

Calor específico de los carbohidratos = 1,42 J °C⁻¹ g⁻¹

Calor específico de las proteínas = 1,55 J °C⁻¹ g⁻¹

Calor específico de los lípidos = 1,67 J °C⁻¹ g⁻¹

Calor específico del agua = 4,18 J °C⁻¹ g⁻¹

Entalpía estándar ΔH_c (butano) (g) = -2881 kJ mol⁻¹

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 07
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. El yodo reacciona con el hidrógeno para dar yoduro de hidrógeno.

a) Escriba la relación existente entre la velocidad de desaparición de cada una de las especies involucradas en la reacción con relación a la formación un mol de yoduro de hidrógeno.

b) ¿Qué unidades tendrá su constante de velocidad, si las concentraciones se miden en mol L^{-1} y la velocidad en $\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$?

DATO: La ecuación de velocidad de la reacción es de primer orden respecto de cada reactivo.

2. Conteste brevemente a las siguientes cuestiones:

a) Indique las cualidades físicas asociadas con los números cuánticos que definen un orbital.

b) Mencione tres características importantes de los elementos no metales.

3.

a) Formule y nombre 4 compuestos de composición $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$ que además tengan un grupo alcohol y un grupo metilo.

b) **Razone** si alguno de los anteriores compuestos puede presentar isomería óptica.

4. A 25 mL de una disolución $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ de cianuro de hidrogeno (HCN) se le añade 475 mL de agua, calcule:

a) El grado de disociación en tanto por uno del ácido en la disolución antes de diluirla.

b) El pH de la disolución después de diluirla.

DATOS: $K_a = 4,6 \cdot 10^{-10}$

Suponer volúmenes aditivos

OPCIÓN B

1. El nailon 6,10 es un polímero que se obtiene a partir de la 1,6–hexanodiamina y del ácido decanodioico.

a) Formule todos los compuestos de partida.

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 07
				Hoja: 2 de 2

b) **Razone** si la polimerización que tiene lugar es de adición o de condensación.

2. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) Si un sólido es blando, con un punto de fusión bajo y su disolución en agua no es conductora de la electricidad, entonces está formado por moléculas con enlace covalente.

b) La energía de red o energía reticular es la energía que se desprende al atraerse dos iones gaseosos, por ejemplo el Cl^- y el Na^+ para formar una molécula.

3. El sulfato de hierro (II) reacciona con el clorato de potasio en presencia de ácido sulfúrico para dar sulfato de hierro (III), cloro, sulfato de potasio y agua.

a) Ajuste y escriba la reacción en forma molecular.

b) Calcule que volumen de cloro medido a 20°C y 1 atm se forma si reaccionan totalmente 75 g de clorato de potasio.

DATOS: Masas atómicas relativas: $\text{Cl} = 35,45$; $\text{O} = 16,0$; $\text{K} = 39,1$

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

4. El óxido de calcio reacciona con el agua para dar hidróxido de calcio. Determine:

a) La entalpía de reacción estándar por 100 g de Ca(OH)_2 (s).

b) Cómo cambia la espontaneidad de la reacción con la variación de la temperatura, considerando que la entalpía y la entropía no cambian con la temperatura.

DATOS: Entalpías estándar: $\Delta H_f^\circ \text{CaO (s)} = -635 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O (l)} = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$;

$$\Delta H_f^\circ \text{Ca(OH)}_2 \text{ (s)} = -986 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Energía libre de Gibbs estándar de la reacción: $\Delta G_R^\circ = -894 \text{ J mol}^{-1}$

Masas atómicas relativas: $\text{Ca} = 40,0$; $\text{H} = 1,0$; $\text{O} = 16,0$

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 08
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. El óxido de nitrógeno (V) se descompone en óxido de nitrógeno (IV) y oxígeno. A una temperatura dada la velocidad de desaparición del óxido de nitrógeno (V) es de $7,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$. Determine:

- La velocidad de aparición del óxido de nitrógeno (IV) y del oxígeno.
- Razone** si la velocidad de esta reacción puede modificarse por la presencia de un catalizador.

2. Hay 1,48 g de trimetilamina en 0,5 L de disolución acuosa con un pH de 11,25. Calcule:

- El valor de la constante de basicidad de la trimetilamina.
- Los gramos de hidróxido de sodio necesarios para preparar 45 L de una nueva disolución en agua con el mismo pH.

DATOS: Masas atómicas relativas H = 1,0; N = 14,0; C = 12,01; O = 16,0; Na = 23,0

3. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- El número de elementos que se encuentran en el tercer periodo de la tabla periódica es de ocho.
- La primera energía de ionización aumenta cuando aumenta el tamaño del núcleo.
- El principio de exclusión de Pauli dice que en mismo átomo no puede haber dos electrones con tres números cuánticos iguales.

4.

- Formule y nombre dos compuestos, cada uno con cuatro carbonos en total y un doble enlace.
- Razone** que tipo de isomería presentan entre ellos.

OPCIÓN B

1. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- El ciclo de Born-Haber emplea la aditividad de las entalpías de reacción propuesta en la ley de Hess.
- Los sólidos covalentes presentan estructuras tridimensionales conductoras de la electricidad.

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 08
				Hoja: 2 de 2

2.

- a) ¿En qué consiste una polimerización por condensación?
- b) Diferencie entre la estructura de la unidad repetitiva del politetrafluoreteno (teflón) y la estructura del monómero a partir del cual se forma.

3. El peróxido de hidrógeno reacciona con el permanganato de potasio en presencia de ácido sulfúrico para dar sulfato de manganeso (II), oxígeno, hidrogenosulfato de potasio y agua.

- a) Ajuste y escriba la reacción en forma molecular.
- b) Si se han formado 17,7 L de oxígeno medidos a 15 °C y 1 atm, calcule cuántos gramos de permanganato de potasio han reaccionado.

DATOS: Masas atómicas relativas: Mn = 54,94; O = 16,0; K = 39,1

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

4. A partir de los gases monóxido de carbono e hidrógeno se puede obtener metanol líquido. Determine:

- a) La temperatura a partir de la cuál cambia la espontaneidad de la reacción. Considere que la entalpía y la entropía no varían con la temperatura.
- b) La variación de la energía interna de la reacción por mol de metanol en condiciones estándar.

DATOS: Considere que el monóxido de carbono y el hidrógeno se comportan como gases ideales

Masas atómicas relativas: C = 12,01; H = 1,0; O = 16,0

Entropías estándar: $S^\circ \text{ CH}_3\text{OH (l)} = 203 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $S^\circ \text{ H}_2 \text{ (g)} = 131 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$;

$S^\circ \text{ CO (g)} = 198 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Entalpía estándar: $\Delta H_R^\circ = -128 \text{ kJ mol}^{-1}$

Densidad del metanol = $0,8 \text{ g cm}^{-3}$

$R = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 09
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. A 40 °C se añaden 70 g de KClO_3 para formar 200 mL de una disolución que además contiene 120 g L^{-1} de KNO_3 .

a) **Razone** si se disolverá todo el KClO_3 añadido.

b) Determine el número de moles de iones ClO_3^{-1} que se disuelven al añadir el KClO_3 .

DATOS: Producto de solubilidad del KClO_3 a 40 °C = 1,5

Masas atómicas relativas: K = 39,1; N = 14,0; O = 16,0; Cl = 35,45

2. Se disuelven 0,05 g de HCl en 50 L. Calcule:

a) El pH de la disolución formada.

b) Los gramos de HClO necesarios para preparar 50 mL de una nueva disolución con el mismo pH.

DATOS: Masas atómicas relativas H = 1,0; Cl = 35,45; O = 16,0

$K_a = 3,0 \cdot 10^{-8}$ del HClO

3. Formule y nombre:

a) Dos isómeros geométricos del 1,2-dicloroetano.

b) Un isómero de posición del ácido 2-aminopropanoico.

4. Dados los siguientes grupos de valores correspondientes a los números cuánticos n , l , m_l , m_s asociados a diferentes electrones situados en orbitales:

A. (1, -1, 0, -1/2) B. (2, 2, 0, -1/2) C. (3, 2, 1, 0)

D. (3, 1, -1, 1/2) E. (4, 0, 1, 1/2) F. (4, 3, 1, 1/2)

a) **Razone**, ¿cuáles son posibles?

b) Los posibles, ¿en qué tipo de orbitales se encuentran?

OPCIÓN B

1. Dados 3 L de una disolución 1 mol L^{-1} de CuSO_4 a 25 °C.

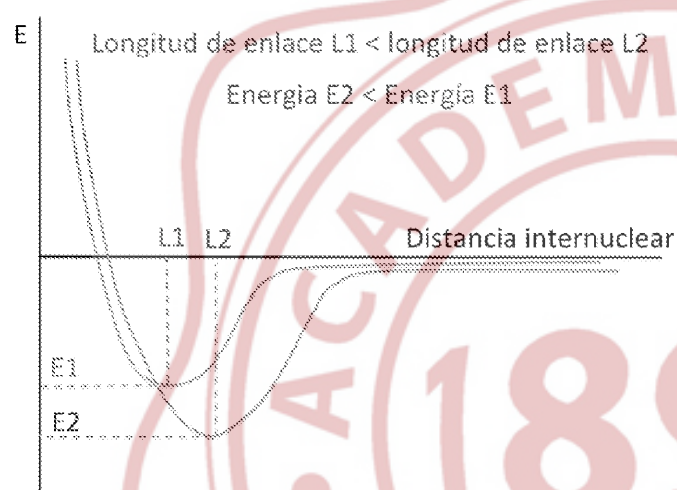
 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 09
				Hoja: 2 de 2

a) Se tienen dos recipientes de tamaño adecuado pero uno es de hierro y otro es de plata. **Razone** si es posible almacenar la disolución en alguno de estos recipientes.

b) Si la disolución se sitúa en una celda electrolítica, calcule la intensidad de corriente necesaria para recuperar todo el cobre en 10 horas.

DATOS: $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $F = 96500 \text{ C mol}^{-1}$

2. Dadas las siguientes curvas de energía potencial asociadas a dos pares de átomos en función de la distancia de sus núcleos responda de forma **razonada** a las siguientes cuestiones:



a) Si el enlace de las dos curvas representadas es covalente, asocie cada curva a una sustancia diferente de entre las siguientes: H_2 , MgO , O_2 .

b) Ordene de menor a mayor punto de fusión las sustancias mencionadas en el apartado anterior.

3.

a) Indique una característica de un termoplástico y una característica de un elastómero que distinga a cada uno de un plástico termofijo (termoestable).

b) **Razone** qué tipo de plástico de los mencionados es el caucho empleado en neumáticos.

4. Responda de forma **razonada**:

a) Determine, a partir de las energías medias de enlace, la entalpía de la reacción correspondiente a la formación de un mol de metano a partir del grafito y del hidrógeno en condiciones estándar.

b) El valor de la entalpía de formación estándar de un mol de metano obtenido a partir de la suma de varias etapas siguiendo la ley de Hess resulta ser de -74 kJ mol^{-1} . Compare este dato con el valor obtenido en el apartado anterior, indique cuál de los valores es más correcto y mencione si la reacción será exotérmica o endotérmica.

DATOS: Entalpías estándar promedio: $\Delta H (\text{C-H}) = 416 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H (\text{H-H}) = 436 \text{ kJ mol}^{-1}$;
 $\Delta H (\text{C-C}) = 347 \text{ kJ mol}^{-1}$

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 10
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Una disolución saturada contiene 117 g de cloruro de potasio en 300 mL a 40 °C. Determine:

- El producto de solubilidad del compuesto a dicha temperatura.
- La solubilidad medida en g L⁻¹ del cloruro de potasio en una disolución que contiene una concentración de nitrato de potasio 0,7 mol L⁻¹.

DATOS: Masas atómicas relativas: K = 39,0; Cl = 35,45

2.

a) Formule los siguientes compuestos:

A. 4-cloropentanal B. 3-pentanona C. pentanoato de pentilo

b) **Razone** si alguno de los anteriores compuestos puede presentar isomería óptica.

3. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Los elementos del primer grupo pueden formar compuestos iónicos con los elementos del grupo diecisiete.
- La afinidad electrónica puede ser positiva o negativa.

4. Se tiene una disolución de NH₃ al 30 % de riqueza en masa. Calcule:

- El grado de disociación en la disolución en tanto por uno.
- Los gramos de disolución necesarios para preparar 500 L de una nueva disolución de NH₃ con un pH de 9,5.

DATOS: Densidad de la disolución de amoníaco al 30 % = 0,984 g cm⁻³

Masas atómicas relativas: H = 1,0; N = 14,0

K_b = 1,8 · 10⁻⁵

OPCIÓN B

1. Responda de forma **razonada** a las siguientes cuestiones:

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 10
				Hoja: 2 de 2

a) Se tiene I_2 , Li y LiI. clasifíquelos según su capacidad de conducir la electricidad en estado sólido y en estado líquido.

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

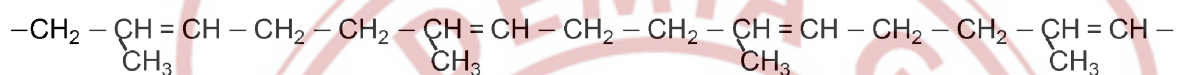
2. Dada la reacción $K_2MnO_4 + HCl \rightarrow KMnO_4 + MnO_2 + KCl + H_2O$

a) Escriba la expresión anterior ajustada.

b) Calcule cuántos gramos de K_2MnO_4 deben reaccionar para obtener 3 mol de MnO_2 .

DATOS: Masas atómicas relativas: Mn = 54,94; O = 16,0; K = 39,1

3. Dado el siguiente fragmento de una cadena de polímero



a) Indique cuántas unidades repetitivas se pueden encontrar en una cadena de 125000 u.

b) ¿Qué nombre recibe el proceso de unión de las cadenas de polímero entre ellas?

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12,01; H = 1,0

4. Un combustible esta formado por un 60 % en masa de octano y 40 % en masa de decano.

a) Escriba las reacciones ajustadas de combustión completa de ambos compuestos.

b) Obtenga la entalpía estándar correspondiente a la combustión de 50 g del combustible.

DATOS: Entalpías estándar: ΔH_c octano (l) = $-5472 \text{ kJ mol}^{-1}$; ΔH_c decano (l) = $-6779 \text{ kJ mol}^{-1}$

Masas atómicas relativas: C = 12,01; H = 1,0

Los productos de la combustión son CO_2 y H_2O

 03100328		Química (F.G.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
		Junio - 2015	Duración: 90min.		
					Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Dada la siguiente reacción $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$ **Razone**:

- Si al aumentar la temperatura la reacción se desplaza hacia la formación de dióxido de carbono, cómo será la reacción, exotérmica o endotérmica.
- Si se añade un catalizador, ¿qué le sucede a la reacción?

2.

- Formule y nombre 4 isómeros de cadena del C_8H_{18} que contengan tres grupos metilo.
- Razone** si alguno de los anteriores compuestos puede presentar isomería óptica.

3. Se tiene una disolución de NH_3 al 25 % de riqueza en masa. Calcule:

- Los gramos de esta disolución necesarios para preparar 6 L de una nueva disolución con un pH de 10,5.
- El grado de disociación en tanto por uno del NH_3 en la nueva disolución preparada.

DATOS: Masas atómicas relativas $\text{H} = 1,0$; $\text{N} = 14,0$

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

4. Dadas estas distribuciones electrónicas para átomos

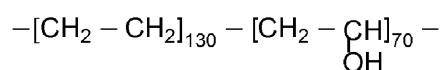
- A. $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^5$ B. $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^3$ C. $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$ D. $1s^2 2s^2 p^6$ E. $1s^2 2s^2 p^6 3s^2$

Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Si representan a átomos neutros entonces todas corresponden a elementos diferentes.
- Se necesita más energía para extraer un electrón de D que de C.

OPCIÓN B

1. Se tiene el siguiente copolímero en bloques empleado en adhesivos termofusibles



 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 11
				Hoja: 2 de 2

- a) Si los dos bloques estuvieran separados nombre uno de los dos polímeros que se formarán.
 b) Calcule el porcentaje en masa del grupo alcohol en el total de la estructura mostrada.

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12,01; H = 1,0; O = 16,0

2. A 25 °C y 1 atm, la variación de energía libre de Gibbs para la reacción de la combustión del metano vale -818 kJ mol^{-1} . Calcule:

- a) La variación de entropía de la reacción en estas mismas condiciones.
 b) El volumen de O_2 medido en las mismas condiciones necesario para quemar 10 g de metano.

DATOS: Entalpías estándar: $\Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) = -394 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$;

$$\Delta H_f^\circ \text{CH}_4(\text{g}) = -75 \text{ kJ mol}^{-1}$$

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

Masas atómicas relativas: C = 12,01; H = 1,0; O = 16,0

Los productos de la combustión son CO_2 y H_2O

3. Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) Los metales son buenos conductores de calor.
 b) El CH_4 es una sustancia que presenta enlaces de hidrógeno.

4. El sulfato de hierro (III) reacciona con el óxido de azufre (IV) en presencia de agua para dar sulfato de hierro (II) y ácido sulfúrico.

- a) Ajuste y escriba la reacción en forma molecular.
 b) Calcule cuántos gramos de sulfato de hierro se necesitan hacer reaccionar, si con el ácido sulfúrico formado se pretende preparar 50 L de una disolución acuosa con un pH de 3.

DATOS: Masas atómicas relativas: O = 16,0; S = 32,0; Fe = 55,85

 03100587		Química (F.E.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
		Junio - 2015	Duración: 90min.		
					Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. En medio ácido $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--OH} + \text{HBr} \longrightarrow$

- Diga qué productos se forman y nombre y/o formule todos los compuestos implicados.
- Formule y nombre dos isómeros del $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--OH}$ uno de ellos con isomería de posición y el otro con isomería de función.

2. Dadas las siguientes distribuciones electrónicas para átomos neutros:

- A. $1s^2 2s^2 p^6 5s^2$ B. $1s^2 2s^2 p^6 3s^2$ C. $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$

Razone:

- ¿Cuáles pueden representar al mismo elemento neutro pero con diferente energía?
- ¿Cómo será la segunda energía de ionización de C con respecto a la segunda energía de ionización de B?

3. Se tiene una disolución de ácido acético al 25 % de riqueza en masa. Calcule:

- La concentración en mol L^{-1} que resulta al diluir 2 mL de la disolución en un volumen total de 34 L.
- El pH de la disolución diluida.

DATOS: Densidad de la disolución de ácido acético al 25 % = $1,03 \text{ g cm}^{-3}$

Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16,0; C = 12,01

$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

4. Dada la reacción $\text{E}_2 (\text{g}) + \text{C} (\text{g}) \longrightarrow \text{E}_2\text{C} (\text{g})$ con una ecuación de velocidad igual a $v = k [\text{E}_2]^2 [\text{C}]$:

- Determine el orden total de la reacción.
- ¿Se trata de una reacción elemental? **Razone** la respuesta.
- A una determinada temperatura se tiene una velocidad de $0,04 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$ y en ese momento se disminuye a la mitad la concentración de E_2 . ¿Cuál será la nueva velocidad?

 03100587		Química (F.E.)			
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			
		Junio - 2015	Duración: 90min.		
					Hoja: 2 de 2

OPCIÓN B

1. 42 g de eteno en presencia de suficiente hidrógeno y un catalizador metálico da lugar a etano.

Calcule a 25 °C y 1 atm la variación correspondiente de:

- La entalpía.
- La energía interna.

DATOS: Entalpías medias estándar: ΔH (C=C) = 613 kJ mol⁻¹; ΔH (C-C) = 347 kJ mol⁻¹;
 ΔH (H-H) = 436 kJ mol⁻¹; ΔH (C-H) = 416 kJ mol⁻¹

Masas atómicas relativas: C = 12,01; H = 1,0

Considere que el eteno, el hidrógeno y el etano se comportan como gases ideales

$R = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

2. Se tiene almidón, polietileno de baja densidad y nailon 6,10. Clasifíquelos según:

- Sean naturales o sintéticos.
- Sean lineales o ramificados.

3. Conocidos los siguientes datos:

Afinidad electrónica del F = -328 kJ mol⁻¹

Entalpía de sublimación del Li = 155 kJ mol⁻¹

Entalpía de ionización del Li = 515 kJ mol⁻¹

Entalpía de formación del cristal LiF a partir de F₂ (g) y Li (s) = -594 kJ mol⁻¹

- Si la energía reticular del LiF es -1015 kJ mol⁻¹ calcule la entalpía de disociación del F₂.
- Razone** cómo será la energía reticular del NaCl con respecto a la energía reticular del LiF.

4. Una disolución de hipoclorito de sodio en presencia de ácido clorhídrico reacciona con yoduro de sodio para dar yodo, cloruro de sodio y agua.

- Ajuste y escriba la reacción en forma molecular.
- Si se tiene yoduro de sodio con una pureza del 85 % en masa, cuántos gramos de este producto se necesitan añadir para que reaccionen completamente 37,2 g de hipoclorito de sodio.

DATOS: masas atómicas relativas: O = 16,0; Cl = 35,4; I = 126,9; Na = 23,0

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 13
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1. Etanol + ácido butanoico $\longrightarrow$

- Indique qué productos se forman y nombre y/o formule todos los compuestos implicados.
- Formule y nombre un isómero de posición del compuesto orgánico formado.

2. Dados 4 elementos A, B, C y D de números atómicos (Z) 8, 20, 4 y 10 respectivamente.

- Determine de forma **razonada** en qué periodo se encuentran.
- Calcule la primera energía de ionización medida en kJ mol^{-1} del elemento B si la longitud de onda de la radiación incidente necesaria para ionizarlo es de 202 nm.

DATOS: Velocidad final de los electrones = 0 m s^{-1}

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$$

$$c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$$

3. En un recipiente cerrado se tienen 12,2 mol de hidrógeno y 7,9 mol de nitrógeno en equilibrio con 0,4 mol de amoníaco a 1 atm y 330 °C. Calcule:

- La concentración en mol L^{-1} de cada gas en el equilibrio.
- El valor de K_C a 330 °C en relación a la disociación de dos moles de amoníaco en los correspondientes moles de hidrógeno y nitrógeno.

DATO: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

4. Se tiene una disolución de ácido nítrico del 36 % en masa. Calcule:

- La concentración en mol L^{-1} obtenida al diluir 20 mg de la disolución en un volumen total de 5 L.
- El pH de la disolución diluida.
- Los miligramos de hidróxido de sodio necesarios para neutralizar la disolución diluida.

DATOS: Masas atómicas relativas: N = 14,0; O = 16,0; H = 1,0; Na = 23,0.

 03100587		Química (F.E.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 13
				Hoja: 2 de 2

OPCIÓN B

1. Se tiene un polímero de adición con la siguiente composición centesimal en masa:

38,43 % de C 4,80 % de H 56,77 % de Cl

a) Determine la fórmula empírica del polímero.

b) Identifíquelo.

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12,01; H = 1,0; Cl = 35,45

La fórmula empírica coincide con la unidad repetitiva del polímero

2. **Razone** si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) En la curva de energía de potencial en función de la distancia entre dos átomos, el mínimo de energía corresponde con la mínima atracción entre átomos.

b) Existen moléculas apolares que tienen enlaces polares.

3. El etanol en presencia de oxígeno puede dar lugar a ácido acético y agua con una entalpía de reacción de -501 kJ mol^{-1} en condiciones estándar. Determine:

a) La entalpía de formación del ácido acético.

b) La variación de energía libre de Gibbs de la reacción y su espontaneidad en condiciones estándar, sabiendo que las entropías estándar del oxígeno, agua, ácido acético y etanol son respectivamente 205, 70, 160 y $161 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

DATOS: Entalpías estándar: $\Delta H_f \text{ CO}_2 (\text{g}) = -394 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H_f \text{ H}_2\text{O} (\text{l}) = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$;

$\Delta H_f \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{l}) = -278 \text{ kJ mol}^{-1}$

4. El permanganato de potasio en presencia de ácido sulfúrico reacciona con el yoduro de potasio para dar sulfato de manganeso (II), sulfato de potasio, yodo y agua.

a) Asigne el número de oxidación correspondiente a cada uno de los átomos que intervienen en la reacción.

b) Ajuste y escriba la reacción en forma molecular.

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 14
				Hoja: 1 de 2

INSTRUCCIONES GENERALES

En esta prueba las preguntas se han distribuido en **dos opciones, A y B**.

Se deberá resolver, exclusivamente, una de las dos opciones, **indicando claramente en la cabecera del papel de examen cuál de esas dos opciones ha elegido**.

En el caso de que se resolvieran preguntas pertenecientes a las dos opciones distintas (lo que no está permitido), solo se corregirán las correspondientes a la **opción señalada en la cabecera del examen**.

Cada una de las dos opciones consta de **cuatro preguntas** del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de las cuales podrá incluir varios apartados. La puntuación de cada pregunta es de **2,5 puntos** y los apartados, en general, tendrán la misma calificación.

Las preguntas o apartados en los que se pide **un razonamiento o justificación**, se puntuarán tan solo con un 20% de su valor, en caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar este examen, solo está permitido el uso de **calculadora científica no programable**.

OPCIÓN A

1.

a) Formule y nombre dos isómeros de posición del 4-aminofenol.

b) Calcule cuántos gramos son 0,35 mol de 4-aminofenol.

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; O = 16,0; N = 14,0; C = 12,01

2. Calcule:

a) La concentración de una disolución de bromuro de hidrógeno medida en g L^{-1} , si se sabe que 30 mL de la misma son neutralizados con 25 mL de una disolución de hidróxido de bario con una concentración $0,22 \text{ mol L}^{-1}$.

b) La concentración final de iones bario en la mezcla formada en a) medida en mol L^{-1} .

DATOS: Masas atómicas relativas: H = 1,0; Br = 79,9

Considere que los volúmenes se suman

3. Dados 3 gases nobles A, B y C de números atómicos (Z) 10, 18 y 36.

a) Escriba su configuración electrónica más estable.

a) **Razone** si los gases nobles son sustancias paramagnéticas o diamagnéticas.

4. Dada la siguiente reacción $\text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO} (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$, se tienen inicialmente 2 mol de CO_2 y 2 mol de H_2 a 727°C en un recipiente de 5 L. Determine:

a) Los moles que hay de cada compuesto en el equilibrio.

b) Las presiones parciales de cada compuesto en el equilibrio.

DATOS: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1}$

$K_c = 0,72$

 03100328		Química (F.G.)		
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2015	Duración: 90min.		MODELO 14
				Hoja: 2 de 2

OPCIÓN B

1. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- El enlace de hidrógeno se establece siempre que hay un átomo de hidrógeno y un átomo muy electronegativo que posee un par de electrones libres.
- Si un átomo forma dos enlaces covalentes con otro átomo se dice que se ha originado un doble enlace.
- Los metales no son buenos conductores pero **aumenta** su conductividad con la temperatura.

2. Dados los siguientes compuestos:

A. $\text{HOOC}-[\text{CH}_2]_4-\text{COOH}$ B. $\text{HO}-[\text{CH}_2]_6-\text{OH}$ D. $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH}$ E. $\text{HO}-[\text{CH}_2]_3-\text{OH}$

- Escriba las posibles parejas de estos compuestos que pueden dar lugar a polímeros.
- Calcule la masa del compuesto formado por la reacción de dos moléculas entre sí de cada pareja de compuestos mencionada en el apartado anterior.

DATOS: Masas atómicas relativas: C = 12,01; H = 1,0; O = 16,0

3. El monóxido de carbono en presencia de oxígeno puede convertirse en dióxido de carbono con una variación de entalpía en condiciones estándar de -283 kJ mol^{-1} . Determine:

- La energía del enlace $\text{O}=\text{O}$.
- La variación de volumen que produce dicha reacción al mezclar 26 g de monóxido de carbono con 26 g de oxígeno medido todo a 25°C y 1 atm.

DATOS: Entalpías estándar: $\Delta H (\text{C}=\text{O}) = 800 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H (\text{C}\equiv\text{O}) = 825 \text{ kJ mol}^{-1}$

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

Masas atómicas relativas: C = 12,01; O = 16,0

4. El zinc reacciona con ácido nítrico muy diluido para dar nitrato de zinc, nitrato de amonio y agua.

- Ajuste y escriba la reacción en forma molecular.
- Si reacciona completamente el ácido nítrico **razone** cómo será el pH de la disolución final: ácido, neutro o básico.

 03100848		Química (PCE)		100
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2017	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo - Mixto	MODELO 05
Calculadora no programable				Hoja 1 de 6

Instrucciones Generales

Esta prueba consta de **dos bloques** de preguntas a los que hay que responder.

El **bloque 1** consta de dos preguntas del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de ellas puede incluir uno o varios apartados. La puntuación de **cada pregunta es de 2,5 puntos**.

En el caso de los apartados, en general, tendrán la misma puntuación.

El **bloque 2** consta de diez preguntas del tipo test, con tres opciones cada una y solo una correcta. La puntuación de cada pregunta acertada es 0,5 puntos.

Las preguntas o apartados en los que se pide que razone o justifique la respuesta se puntuarán con un 20% de su valor en el caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará a ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar el examen, **solo está permitido el uso de calculadora científica no programable. Los dispositivos electrónicos, teléfonos móviles y relojes inteligentes, smartwatch, están prohibidos.**

At the end of the Spanish exam you will find the English version

Bloque 1

- El KMnO_4 , en medio ácido sulfúrico, reacciona con el H_2O_2 para dar MnSO_4 , O_2 , H_2O y K_2SO_4 .
 - Ajuste la reacción molecular por el método del ion-electrón.
 - ¿Qué volumen de O_2 medido a 1520 mm de mercurio y 125 °C se obtiene a partir de 100 g de KMnO_4 ?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: O = 16; K = 39; Mn = 55 $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Responda a las siguientes cuestiones:
 - Escribe las fórmulas desarrolladas e indica el tipo de isomería que presentan entre sí el etilmetiléter y 1-propanol.
 - Indica si el siguiente compuesto halogenado $\text{CH}_3\text{-CHBr-CH}_2\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$ tiene isomería óptica. Razona la respuesta en función de los carbonos asimétricos que pueda presentar.

 03100848		Química (PCE)		100	
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			03
		Junio - 2017	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo - Mixto	MODELO 05
Calculadora no programable				Hoja 2 de 6	

Bloque 2

- Una cucharada de azúcar (sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$) pesa 5 g. Datos masas atómicas: C=12; H=1 y O=16 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; Número de Avogadro= $6,022\cdot 10^{23}$ moléculas $\cdot\text{mol}^{-1}$. Cuántos moles y cuántos átomos de oxígeno hay en la molécula de sacarosa:
 - 0,175 mol oxígeno y $1,06\cdot 10^{23}$ átomos de O
 - 0,016 mol oxígeno y $0,10\cdot 10^{23}$ átomos de O
 - 0,161 mol oxígeno y $0,97\cdot 10^{23}$ átomos de O

Enunciado 1: Cuando se calienta el carbonato de bario (II), éste se descompone en óxido de bario (II) y dióxido de carbono. El dióxido de carbono producido se almacena en una vasija a 10 atm y 270 °C.

Datos: Masas atómicas de C = 12; O = 16 y Ba = 137,3 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; 1 atm = 760 mm Hg.

- Véase el Enunciado 1. ¿Qué reacción, ajustada, tiene lugar?
 - $\text{BaCO}_2 \rightarrow \text{BaO} + \text{CO}_2$
 - $\text{BaCO}_3 \rightarrow \text{BaO} + \text{CO}_2$
 - $2 \text{BaCO}_3 \rightarrow 2 \text{BaO} + 3 \text{CO}_2$
- Véase el Enunciado 1. ¿Qué volumen de gas se obtiene si se utiliza 1 Kg de carbonato de bario(II) del 70 % de riqueza, en las condiciones indicadas en el enunciado?
 - 11,04 L de CO_2
 - 15,80 L de CO_2
 - 22,4 L de CO_2

Enunciado 2: En un recipiente de dos litros se introducen 127,0 g de yodo y 2,0 g de hidrógeno para obtener ioduro de hidrógeno. El recipiente se calienta a 450 °C y cuando se alcanza el equilibrio se han obtenido 119,3 g de ioduro de hidrógeno.

Datos: Masas atómicas: I = 127; H = 1 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- Véase el enunciado 2. Indique la respuesta **correcta**. La expresión de la constante de equilibrio es:

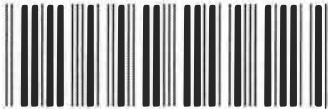
a. $K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2]^2[I_2]^2}$

b. $K_C = \frac{[HI]}{[H_2][I_2]}$

c. $K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$

 03100848		Química (PCE)		100	
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			03
		Junio - 2017	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo - Mixto	MODELO 05
Calculadora no programable				Hoja 3 de 6	

5. Véase el enunciado 2. Indique la respuesta **correcta**. A la vista de la reacción que tiene lugar y los datos facilitados, en el equilibrio tenemos:
- $0,250 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de I_2 , $0,500 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de H_2 y $0,466 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de HI
 - $0,017 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de I_2 , $0,267 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de H_2 y $0,466 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de HI
 - $0,017 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de I_2 , $0,267 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de H_2 y $0,233 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de HI
6. Véase el enunciado 2. Indique la respuesta **correcta**. A la vista de la reacción que tiene lugar y los datos facilitados, la constante de equilibrio es:
- $K_C = 47,84$
 - $K_C = 1,74$
 - $K_C = 11,96$
7. Indique la respuesta **correcta**:
- El reductor cede electrones y se oxida en el proceso.
 - El reductor gana electrones y se oxida en el proceso.
 - El reductor cede electrones y se reduce en el proceso
8. En un recipiente de 1 L se dispone de una mezcla de oxígeno e hidrógeno, siendo la proporción, en masa, de oxígeno del 20%. La presión total del sistema es 0,1 atm. Las presiones parciales de oxígeno e hidrógeno son:
- Datos: Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
- $P_{\text{H}_2} = 0,08 \text{ atm}$ y $P_{\text{O}_2} = 0,02 \text{ atm}$
 - $P_{\text{H}_2} = 0,8 \text{ atm}$ y $P_{\text{O}_2} = 0,2 \text{ atm}$
 - $P_{\text{H}_2} = 0,02 \text{ atm}$ y $P_{\text{O}_2} = 0,08 \text{ atm}$
9. Indique la respuesta **correcta**.
- La energía de ionización o potencial de ionización se define como la energía mínima que hay que aportar a un átomo, en estado gaseoso y fundamental, para arrancar un electrón.
 - La energía de ionización o potencial de ionización se define como la energía máxima que hay que aportar a un átomo, en estado gaseoso y fundamental, para arrancar un electrón.
 - La energía de ionización o potencial de ionización se define como la energía mínima que hay que se aporta a un átomo, en estado gaseoso y fundamental, cuando capta un electrón.
10. Indique la respuesta **correcta**. El enlace metálico:
- Se forma cuando se combinan átomos de electronegatividades parecidas y bajas.
 - Se forma cuando se combinan átomos de electronegatividades muy distintas y elevadas.
 - Se forma cuando se combinan átomos de electronegatividades parecidas y elevadas.

 03100848		Química (PCE)		100
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		03
	Junio - 2017	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo - Mixto	MODELO 05
Calculadora no programable				Hoja 4 de 6

General instructions

This exam consists of **two blocks** of questions that need to be answered in Spanish.

Block 1 consists of two questions of the type subjects or exercises, each one of which may include one or several sections. The maximum score of **each question is 2.5 points**. In the case of the sections, in general, they will have the same score.

Block 2 consists of ten questions of the type test, with three options each and only one correct. The score of each successful question is **0.5 points**.

The questions or sections in which it is asked to reason or justify the answer will be scored with 20% of its value in the case of not carrying out such reasoning or justification. No questions will be answered on this form, but **on separate sheets** that will be given to you.

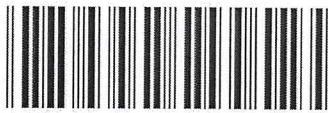
As a material, **only a non-programmable scientific calculator can use** during the exam. **Electronic devices, mobile phones and smart watches, smartwatch, are prohibited.**

Block 1

- KMnO_4 , in a sulphuric acid media, reacts with H_2O_2 to create MnSO_4 , O_2 , H_2O and K_2SO_4 .
 - Adjust the molecular reaction by the ion-electron method.
 - What volume of O_2 measured at 1520 mm of mercury and 125 °C is obtained from 100 g of KMnO_4 ? $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Atomic masses: O = 16; K = 39; Mn = 55 $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Answer the following questions:
 - Write the formulas developed and indicate the type of isomerism present between it and the ethylmethylether and 1-propanol.
 - Indicate if the following halogenated compound $\text{CH}_3\text{-CHBr-CH}_2\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$ has optical isomerism. Determine the response based on the asymmetric carbons that may exist.

Block 2

- A teaspoon of sugar (sucrose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) weighs 5 g. Atomic mass data: C=12; H=1 and O=16 $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; Avogadro's number = $6,022 \cdot 10^{23} \text{ molecules} \cdot \text{mol}^{-1}$. How many moles and how many atoms of oxygen are there in the sucrose molecule:
 - 0,175 mole oxygen and $1,06 \cdot 10^{23}$ atoms of O
 - 0,016 mole oxygen and $0,10 \cdot 10^{23}$ atoms of O
 - 0,161 mole oxygen and $0,97 \cdot 10^{23}$ atoms of O

 03100848		Química (PCE)		100
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		03
	Junio - 2017	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo - Mixto	MODELO 05
Calculadora no programable				Hoja 5 de 6

Statement 1: When heating the barium carbonate (II), this decomposes in barium oxide (II) and carbon dioxide. The carbon dioxide produced is stored in a vessel at 10 atm and 270 °C.

Data: Atomic masses of C = 12; O = 16 and Ba = 137,3 g·mol⁻¹.

R = 0.082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹; 1 atm = 760 mm Hg.

2. See Statement 1. What reaction, adjusted, takes place?
 - a. $BaCO_2 \rightarrow BaO + CO_2$
 - b. $BaCO_3 \rightarrow BaO + CO_2$
 - c. $2 BaCO_3 \rightarrow 2 BaO + 3 CO_2$
3. See Statement 1. What volume of gas is obtained when using 1 Kg of barium (II) carbonate of 70 % richness, under the conditions indicated in the Statement?
 - a. 11.04 L of CO₂
 - b. 15.80 L of CO₂
 - c. 22.4 L of CO₂

Statement 2: In a two-liter recipient, 127,0 g of iodine and 2,0 g of hydrogen are introduced to obtain hydrogen iodide. The recipient is heated to 450 °C and when it reaches equilibrium, 119,3 g of hydrogen iodide are obtained.

Data: Atomic masses: I = 127; H = 1 g·mol⁻¹

4. See Statement 2. Indicate the **correct** response. The expression of the constant of the equilibrium is:
 - a. $K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2]^{\frac{1}{2}}[I_2]^{\frac{1}{2}}}$
 - b. $K_C = \frac{[HI]}{[H_2][I_2]}$
 - c. $K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$
5. See Statement 2. Indicate the **correct** response. Considering the reaction taking place and the data provided, in the equilibrium we have:
 - a. 0,250 mol·L⁻¹ of I₂, 0,500 mol·L⁻¹ of H₂ and 0,466 mol·L⁻¹ of HI
 - b. 0,017 mol·L⁻¹ of I₂, 0,267 mol·L⁻¹ of H₂ and 0,466 mol·L⁻¹ of HI
 - c. 0,017 mol·L⁻¹ of I₂, 0,267 mol·L⁻¹ of H₂ and 0,233 mol·L⁻¹ of HI

 03100848		Química (PCE)		100
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		03
	Junio - 2017	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo - Mixto	MODELO 05
Calculadora no programable				Hoja 6 de 6

6. See Statement 2. Indicate the **correct** response. Considering the reaction taking place and the data provided, the equilibrium constant is:
 - a. $K_c = 47,84$
 - b. $K_c = 1,74$
 - c. $K_c = 11,96$
7. Indicate the correct response:
 - a. The reducer gives up electrons and is oxidized in the process.
 - b. The reducer gains electrons and is oxidized in the process.
 - c. The reducer gives up electrons and is reduced in the process.
8. In a 1 L recipient, there is a mixture of oxygen and hydrogen, with the oxygen having the proportion, in mass, of 20%. The total pressure of the system is 0,1 atm.
 Data: Atomic masses: $H = 1$; $O = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. $R = 0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
 The partial pressures of the oxygen and hydrogen are:
 - a. $P_{H_2} = 0,08 \text{ atm}$ and $P_{O_2} = 0,02 \text{ atm}$
 - b. $P_{H_2} = 0,8 \text{ atm}$ and $P_{O_2} = 0,2 \text{ atm}$
 - c. $P_{H_2} = 0,02 \text{ atm}$ and $P_{O_2} = 0,08 \text{ atm}$
9. Indicate the **correct** response.
 - a. Ionization or potential energy is defined as the minimum energy that is needed to provide to an atom, in a gaseous and fundamental state, to deploy an electron.
 - b. Ionization or potential energy is defined as the maximum energy that is needed to provide to an atom, in a gaseous and fundamental state, to deploy an electron.
 - c. Ionization or potential energy is defined as the minimum energy that is needed to provide to an atom, in a gaseous and fundamental state, to capture an electron.
10. Indicate the **correct** response. Metallic bond:
 - a. Form when combining atoms of similar and low electronegativity.
 - b. Form when combining atoms of very distinct and high electronegativity.
 - c. Form when combining atoms of similar and high electronegativity.

 03100848		Química (PCE)		100
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		03
Septiembre - 2017	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo A Mixto	MODELO 12	
Calculadora no programable				Hoja 1 de 6

Instrucciones Generales

Esta prueba consta de **dos bloques** de preguntas a los que hay que **responder en español**. El **bloque 1** consta de dos preguntas del tipo **cuestiones o ejercicios**, cada una de ellas puede incluir uno o varios apartados. La puntuación de **cada pregunta es de 2,5 puntos**. En el caso de los apartados, en general, tendrán la misma puntuación.

El **bloque 2** consta de diez preguntas del tipo **test**, con tres opciones cada una y solo una correcta. La puntuación de cada pregunta acertada es **0,5 puntos**.

Las preguntas o apartados en los que se pide que razone o justifique la respuesta se puntuarán con un 20% de su valor en el caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará a ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar el examen, **solo está permitido el uso de calculadora científica no programable**. Los dispositivos electrónicos, teléfonos móviles y relojes inteligentes están prohibidos.

At the end of the Spanish exam you will find the English version

General instructions

This exam consists of **two blocks** of questions that need to be **answered in spanish**.

Block 1 consists of two questions of the type **subjects or exercises**, each one of which may include one or several sections. The maximum score of **each question is 2.5 points**. In the case of the sections, in general, they will have the same score.

Block 2 consists of ten questions of the type **test**, with three options each and only one correct. The score of each successful question is **0.5 points**.

The **questions or sections in which it is asked to reason or justify the answer** will be scored with 20% of its value in the case of not carrying out such reasoning or justification. No questions will be answered on this form, but **on separate sheets** that will be given to you.

As a material, **only a non-programmable scientific calculator can use** during the exam. **Electronic devices, mobile phones and smart watches are prohibited**.

 03100848		Química (PCE)		100
			PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD	
	Septiembre - 2017	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo A Mixto	MODELO 12
Calculadora no programable				Hoja 2 de 6

Bloque 1

- En la reacción del carbonato de calcio con ácido clorhídrico se produce dióxido de carbono, cloruro cálcico y agua.
 - Calcule la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato cálcico es del 90%, que se necesita para obtener 1,5 Kg de cloruro cálcico.
 - ¿Qué volumen ocupará el dióxido de carbono medido a 37 °C y a una presión de 790 mm de mercurio, si han reaccionado 200 g de caliza (90% de riqueza en carbonato cálcico)?

Datos: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O=16; Cl = 35,5; Ca = 40; R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹
- Dados los siguientes compuestos orgánicos: CH₃CH₂CH₃; CH₃OH; CH₂=CHCH₃. Indique razonadamente:
 - ¿Cuál es soluble en agua?
 - ¿Cuáles son hidrocarburos?
 - ¿Cuál presenta reacciones de adición?

Bloque 2

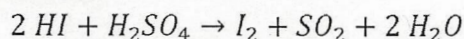
- Indique la respuesta correcta. Los compuestos iónicos se caracterizan por:
 - Tener puntos de fusión altos y durezas bajas.
 - Ser duros y ser solubles en disolventes apolares.
 - Ser sólidos a temperatura ambiente y solubles en disolventes polares.

Enunciado 1: El ácido clorhídrico (HCl ac) se prepara disolviendo HCl (gas) en agua. Cuando se disuelven 150 L de HCl gaseoso, medido a 15 °C y 1 atm, en 500 mL de agua, se obtiene una disolución de 1,17 g·mL⁻¹.
Datos: R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹; Masas atómicas: Cl = 35,5; H = 1,0 g·mol⁻¹.
Densidad del agua = 1 Kg·L⁻¹.

- Véase el Enunciado 1. ¿Qué porcentaje en peso, de HCl, tiene la disolución?
 - 2,32 %
 - 23,2 %
 - 31,7 %
- Véase el Enunciado 1. ¿Cuál es la concentración de la disolución, expresada en g·L⁻¹?
 - 371 g HCl·L⁻¹
 - 317 g HCl·L⁻¹
 - 37,1 g HCl·L⁻¹

 03100848	 Septiembre - 2017	Química (PCE)		100
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		03
		Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo A Mixto	MODELO 12
Calculadora no programable				Hoja 3 de 6

4. A la vista de la siguiente reacción:



Indique la respuesta **incorrecta**:

- ☒ a. El número de oxidación del yodo en el I_2 es -1
- ☐ b. El número de oxidación del azufre en el H_2SO_4 es 6
- ☐ c. El número de oxidación del azufre en el SO_2 es 4

5. Indique la respuesta **correcta**. En una reacción redox:

- ☐ a. La reducción supone un aumento del número de oxidación del átomo
- ☒ b. La reducción supone una disminución del número de oxidación del átomo
- ☐ c. La oxidación supone una disminución del número de oxidación del átomo

Enunciado 2: En un recipiente de dos litros se introducen 127,0 g de yodo y 2,0 g de hidrógeno para obtener yoduro de hidrógeno. El recipiente se calienta a 450 °C y cuando se alcanza el equilibrio se han obtenido 119,3 g de yoduro de hidrógeno.

Datos: Masas atómicas: I = 127; H = 1 g·mol⁻¹

6. Véase el enunciado 2. ¿La reacción ajustada es?:

- ☒ a. $I_2 + H_2 \rightleftharpoons 2 HI$
- ☐ b. $\frac{1}{2} I_2 + H_2 \rightleftharpoons HI$
- ☐ c. Todas las anteriores

7. Véase el enunciado 2. Indique la respuesta **correcta**. A la vista de la reacción que tiene lugar y los datos facilitados, la constante de equilibrio es:

- ☒ a. $K_C = 47,84$
- ☐ b. $K_C = 1,74$
- ☐ c. $K_C = 11,96$

8. Indique la respuesta **incorrecta**:

- ☐ a. Un ácido débil tiene una base conjugada fuerte.
- ☒ b. Un ácido débil tiene una base conjugada débil.
- ☐ c. Un ácido fuerte tiene una base conjugada débil.

9. Indique la respuesta **correcta**. El butano y el metilpropano son isómeros de:

- ☐ a. Función.
- ☒ b. Cadena.
- ☐ c. Posición.

 03100848		Química (PCE)		100
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		03
Septiembre - 2017	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo A Mixto	MODELO 12	
Calculadora no programable				Hoja 4 de 6

10. Indique la respuesta **incorrecta**. Los aminoácidos:
- a. Son moléculas que incluyen un grupo amino y un grupo ácido carboxílico.
 - b. Forman parte de las proteínas que son fundamentales para la vida.
 - c.** Son moléculas que incluyen un grupo amino y un grupo éster.



 03100848		Química (PCE)		100
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Septiembre - 2017	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo A Mixto	MODELO 12
Calculadora no programable				Hoja 5 de 6

Block 1

- In the reaction of calcium carbonate with hydrochloric acid, carbon dioxide, calcium chloride and water is produced.
 - Calculate the quantity of limestone, whose richness in calcium carbonate is 90%, which is needed in order to obtain 1.5 Kg of calcium chloride.
 - What volume will the carbon dioxide occupy when mixed at 37 °C and at a pressure of 790 mm of mercury, if 200 g of limestone have reacted (90% richness in calcium carbonate)?

Data: Atomic masses: H = 1; C = 12; O=16; Cl = 35,5; Ca = 40;
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Given the following organic compounds: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$; CH_3OH ; $\text{CH}_2=\text{CHCH}_3$. Reasonably indicate:
 - Which is soluble in water?
 - Which are hydrocarbons?
 - Which has addition reactions?

Block 2

- Indicate the correct response. The ionic compounds are characterized by:
 - Having high melting points and low hardness.
 - Being hard and soluble in non-polar solvents.
 - Being solid at room temperature and soluble in polar solvents.

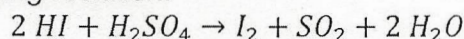
Statement 1: Hydrochloric acid (HCl ac) is prepared by dissolving HCl (gas) in water. When dissolving 150 L of gaseous HCl, measured at 15 °C and 1 atm, in 500 mL of water, a solution of $1.17 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ is obtained.

Data: $R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mole}^{-1}$; Atomic masses: Cl = 35.5 ; H = 1.0 $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
Density of water = $1 \text{ Kg} \cdot \text{L}^{-1}$.

- See Statement 1. What is the weight percentage of HCl present in the solution?
 - 2.32 %
 - 23.2 %
 - 31.7 %
- See Statement 1. What is the concentration of the solution, expressed in $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$?
 - $371 \text{ g HCl} \cdot \text{L}^{-1}$
 - $317 \text{ g HCl} \cdot \text{L}^{-1}$
 - $37.1 \text{ g HCl} \cdot \text{L}^{-1}$

 03100848		Química (PCE)		100
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		03
Septiembre - 2017	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo A Mixto	MODELO 12	
Calculadora no programable				Hoja 6 de 6

4. According with the following reaction:



Indicate the **incorrect** response:

- The oxidation number of iodine in the I_2 is -1
- The oxidation number of sulphur in the H_2SO_4 is 6
- The oxidation number of sulphur in the O_2 is 4

5. Indicate the **correct** response. In a redox reaction:

- The reduction means an increase of the oxidation number of the atom
- The reduction means a decrease of the oxidation number of the atom
- The oxidation means a decrease of the oxidation number of the atom

Statement 2: In a two-liter recipient, 127.0 g of iodine and 2.0 g of hydrogen are introduced to obtain hydrogen iodide. The recipient is heated to 450 °C and when it reaches equilibrium, 119.3 g of hydrogen iodide are obtained.
Data: Atomic masses: I = 127; H = 1 g·mole⁻¹

6. See Statement 2. Which is the adjusted reaction?

- $I_2 + H_2 \rightleftharpoons 2 HI$
- $\frac{1}{2} I_2 + H_2 \rightleftharpoons HI$
- Both of the above

7. See Statement 2. Indicate the **correct** response. In light of the reaction taking place and the data provided, the equilibrium constant is:

- $K_C = 47.84$
- $K_C = 1.74$
- $K_C = 11.96$

8. Indicate the **incorrect** response:

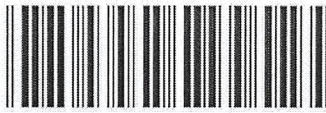
- A weak acid has a strong conjugate base.
- A weak acid has a weak conjugate base.
- A strong acid has a weak conjugate base.

9. Indicate the **correct** response. Butane and isobutene are isomers of:

- Function.
- Chain.
- Position.

10. Indicate the **incorrect** response. Amino acids:

- They are molecules that include an amine group and a carboxylic acid group.
- They make up the proteins that are fundamental for life.
- They are molecules that include an amine group and an ester group.

 03100848		Química (PCE)		100
			PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD	
	Junio - 2018 Original	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo A Mixto	2º Cuatrimestre
Material: Calculadora no programable				Hoja 1 de 6

Instrucciones Generales

Esta prueba consta de **dos bloques** de preguntas a los que hay que **responder en español**.

El **bloque 1** consta de diez preguntas del tipo **test**, con tres opciones cada una y solo una correcta. La puntuación de cada pregunta acertada es 0,5 puntos. **La respuesta errónea SI penaliza -0,15 puntos.**

El **bloque 2** consta de dos preguntas del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de ellas puede incluir uno o varios apartados. La puntuación de **cada pregunta es de 2,5 puntos**. En el caso de los apartados, en general, tendrán la misma puntuación.

Las preguntas o apartados en los que se pide que razone o justifique la respuesta se puntuarán con un 20% de su valor en el caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará a ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar el examen, **solo está permitido el uso de calculadora científica no programable. Los dispositivos electrónicos, teléfonos móviles y relojes inteligentes están prohibidos.**

At the end of the Spanish exam you will find the English version

General instructions

This exam consists of **two blocks** of questions that need to be **answered in spanish**.

Block 1 consists of ten questions of the type test, with three options each and only one correct. The score of each successful question is **0,5 points**. **The wrong answer penalizes -0,15 points.**

Block 2 consists of two questions of the type subjects or exercises, each one of which may include one or several sections. The maximum score of **each question is 2,5 points**. In the case of the sections, in general, they will have the same score.

The **questions or sections in which it is asked to reason or justify the answer** will be scored with 20% of its value in the case of not carrying out such reasoning or justification.

No questions will be answered on this form, but **on separate sheets** that will be given to you.

As a material, **only a non-programmable scientific calculator can use** during the exam.

Electronic devices, mobile phones and smart watches are prohibited.

 03100848		Química (PCE)		100	
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			03
		Junio - 2018 Original	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo A Mixto	2º Cuatrimestre
Material: Calculadora no programable				Hoja 2 de 6	

Bloque 1

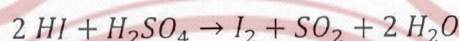
- Los números cuánticos, n , l y m_l , son:
 - Consecuencia de las observaciones espectroscópicas
 - Son parámetros experimentales determinados de los estudios de las reacciones nucleares
 - Las dos respuestas anteriores son falsas
- De los siguientes átomos: cesio, hierro y flúor, ¿cuál de ellos tiene una mayor afinidad electrónica?
 - El cesio
 - El cesio y el hierro
 - El flúor
- De acuerdo con la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia, TRPECV, el metano tiene una geometría:
 - Bipirámide trigonal
 - Trigonal
 - Tetraédrica
- En la catálisis homogénea:
 - El catalizador y los reactivos están en la misma fase, generalmente líquida
 - El catalizador está en una fase, generalmente líquida, y los reactivos en otra fase
 - Los reactivos y los productos están en la misma fase, generalmente líquida y el catalizador en otra fase, generalmente sólida
- En una reacción en equilibrio, al aumentar la concentración de uno de los productos, se produce:
 - El aumento de la concentración, en el equilibrio, de los reactivos
 - Una disminución de la concentración, en el equilibrio, de los reactivos
 - No afecta, se mantienen las concentraciones iniciales
- Un ácido muy fuerte tiene:
 - Una constante de acidez muy grande
 - Una constante de acidez muy pequeña
 - Un pK_a muy grande

 03100848		Química (PCE)		100
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		03
	Junio - 2018 Original	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo A Mixto	2º Cuatrimestre
Material: Calculadora no programable				Hoja 3 de 6

7. Indique la respuesta **INCORRECTA**:

- En una reacción ácido-base el ácido se convierte en su base conjugada
- En una reacción ácido-base la base se convierte en su ácido conjugado
- En una reacción ácido-base el ácido se convierte en su ácido conjugado

8. A la vista de la reacción:

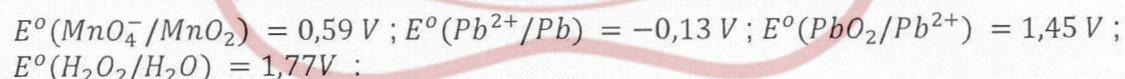


Indique la respuesta **CORRECTA**:

- La reacción es de oxidación-reducción
 - La reacción es de sublimación
 - La reacción es ácido-base
9. ¿Cuántos isómeros de cadena tiene el alcano de cinco carbonos?
- 2
 - 3
 - 4
10. En las reacciones de un éter y agua se forma/n:
- Un alcohol y un ácido y la reacción se llama de hidro-oxidación
 - Dos alcoholes y la reacción se denomina de hidrólisis
 - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta

Bloque 2

1. Conociendo los potenciales normales estándar de reducción siguientes:



- Ajusta la reacción y deduce razonadamente si, el permanganato puede oxidar al plomo elemental a plomo (II) en medio básico
 - Deduce razonadamente si el plomo (II) puede ser oxidado a Pb(IV) por agua oxigenada en medio ácido
2. Responda a las siguientes cuestiones:
- Escribe las fórmulas desarrolladas e indica el tipo de isomería que presentan entre sí el etilmetiléter y 1-propanol.
 - Indica si el siguiente compuesto halogenado $CH_3-CHBr-CH_2-CHOH-CH_2-CH_3$ tiene isomería óptica. Razona la respuesta en función de los carbonos asimétricos que pueda presentar.

 03100848		Química (PCE)		100
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Junio - 2018 Original	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo A Mixto	2º Cuatrimestre
Material: Calculadora no programable				Hoja 4 de 6

Block 1

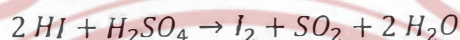
- Quantum numbers n , l and m_l , are:
 - A consequence of the spectroscopic observations
 - Experimental parameters deducted of the studies of nuclear reactions
 - Both answers are false
- Of the following atoms: caesium, iron and fluorine, which of them have higher electron affinity?
 - Caesium
 - Caesium and iron
 - Fluorine
- According to the valence shell electron pair repulsion theory; VSEPR, the methane has a geometry:
 - Trigonal bipyramidal
 - Trigonal
 - Tetrahedral
- In the homogenous catalysis:
 - The catalyst and the reactants are in the same phase, usually liquid
 - The catalyst is in a phase, usually liquid, and the reactants in a different phase
 - The reactants and the products are in the same phase, usually liquid, and the catalyst in another phase, usually solid.
- In an equilibrium reaction, by increasing the concentration of one of the products, occurs:
 - An increase in concentration, in equilibrium, of reactants
 - A decrease in the concentration, in equilibrium, of the reagents
 - Does not affect, initial concentrations are maintained
- A very strong acid has:
 - Very high acidity constant
 - Very low acidity constant
 - Very high pK_a

 03100848		Química (PCE)		100	
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			03
		Junio - 2018 Original	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo A Mixto	2º Cuatrimestre
Material: Calculadora no programable				Hoja 5 de 6	

7. Indicate the **INCORRECT** answer:

- In an acid-base reaction the acid becomes its conjugate base
- In an acid-base reaction the base becomes its conjugate acid
- In an acid-base reaction the acid becomes its conjugate acid

8. According with the following reaction:



Indicate the **CORRECT** response:

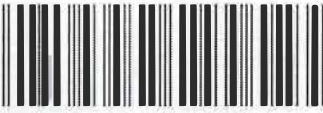
- The reaction is of oxidation-reduction
- The reaction is of sublimation
- The reaction is acid base

9. How many chain isomers have the alkane of 5 carbons?

- 2
- 3
- 4

10. In the reactions of an ether and water is formed:

- An alcohol and an acid and the reaction is called hydro-oxidation
- Two alcohols and the reaction is called hydrolysis
- None of the above is correct

 03100848		Química (PCE)		100
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		03
Junio - 2018 Original	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo A Mixto		2º Cuatrimestre
		Material: Calculadora no programable		Hoja 6 de 6

Block 2

- If we know the following standard reduction potentials: $E^{\circ}(\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2) = 0,59\text{V}$; $E^{\circ}(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13\text{V}$; $E^{\circ}(\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}) = 1,45\text{V}$; $E^{\circ}(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,77\text{V}$:

 - Explain reasonably and write the balanced reaction if the permanganate can oxidize the elementary lead to lead (II) in a basic media.
 - Deduce if the Pb (II) can be oxidized to Pb (IV) by hydrogen peroxide in an acid media.
- Reply to the following questions:

 - Write the developed formulas and say what type of isomerism have the ethylmethylether and 1-propanol.
 - Say if the following halogenated compound: $\text{CH}_3\text{-CHBr-CH}_2\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$ have optical isomerism. Explain your answer depending on the asymmetric carbons it could have.

 03100848		Química (PCE)		100
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Septiembre - 2018	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo A Mixto	MODELO 12
Material: Calculadora no programable				Hoja 1 de 7

Instrucciones Generales

Esta prueba consta de **dos bloques** de preguntas a los que hay que **responder en español**.

El **bloque 1** consta de diez preguntas del tipo test, con tres opciones cada una y solo una correcta. La puntuación de cada pregunta acertada es 0,5 puntos. **La respuesta errónea SI penaliza -0,15 puntos.**

El **bloque 2** consta de dos preguntas del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de ellas puede incluir uno o varios apartados. La puntuación de **cada pregunta es de 2,5 puntos**. En el caso de varios apartados, en general, tendrán la misma puntuación.

Las preguntas o apartados en los que se pide que razone o justifique la respuesta se puntuarán con un 20% de su valor en el caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará a ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán.

Como material, para realizar el examen, **solo está permitido el uso de calculadora científica no programable**. Los dispositivos electrónicos, teléfonos móviles y relojes inteligentes están prohibidos.

At the end of the Spanish exam you will find the English version

General instructions

This exam consists of **two blocks** of questions that need to be **answered in spanish**.

Block 1 consists of ten questions of the type test, with three options each and only one correct. The score of each successful question is **0,5 points**. **The wrong answer penalizes -0,15 points.**

Block 2 consists of two questions of the type subjects or exercises, each one of which may include one or several sections. The maximum score of **each question is 2,5 points**. In the case of the sections, in general, they will have the same score.

The **questions or sections in which it is asked to reason or justify the answer** will be scored with 20% of its value in the case of not carrying out such reasoning or justification.

No questions will be answered on this form, but **on separate sheets** that will be given to you.

As a material, **only a non-programmable scientific calculator can use** during the exam.

Electronic devices, mobile phones and smart watches are prohibited.

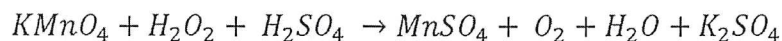
 03100848		Química (PCE)		100	
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD			03
		Septiembre - 2018	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo A Mixto	MODELO 12
		Material: Calculadora no programable			Hoja 2 de 7

Bloque 1

- ¿Qué indica el número cuántico de espín, m_s ?
 - La energía del electrón en ausencia de un campo magnético
 - La energía del electrón en presencia de un campo magnético
 - Las dos orientaciones posibles de giro del electrón alrededor de su propio eje.
- Los metales de transición se caracterizan por:
 - Tienen una configuración electrónica $ns^2(n-1)d^x$ en su capa más interna
 - Son malos conductores de la electricidad, excepto el Cu
 - Todas las anteriores son incorrectas
- El enlace de hidrógeno es el responsable de:
 - El valor anormalmente alto del punto de fusión del agua
 - El valor anormalmente bajo del punto de ebullición del agua
 - Las dos anteriores son correctas
- Los catalizadores:
 - Son especies químicas que alteran la velocidad de reacción, sin formar parte de los reactivos ni de los productos.
 - Son especies que modifican la energía de activación de la reacción, sin formar parte de los reactivos ni de los productos
 - Las dos respuestas anteriores son correctas
- En un equilibrio químico una disminución de la concentración de uno de los productos conlleva:
 - Una disminución en la concentración de los reactivos
 - Un aumento en la concentración de los reactivos
 - No afecta
- Indique la respuesta **CORRECTA**. En las condiciones de laboratorio, 25°C:
 - Cuando se dice que una disolución es neutra la $[H^+] = 10^{-7}$ M
 - Cuando se dice que una disolución es ácida estamos indicando que el $pH > 7$
 - Ninguna de las respuestas anteriores es correcta

 03100848		Química (PCE)		100
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		03
Septiembre - 2018	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo A Mixto	MODELO 12	
Material: Calculadora no programable				Hoja 3 de 7

7. A la vista de la reacción:



Indique la respuesta **CORRECTA**:

- El número de oxidación del oxígeno en el H_2O_2 es -2
 - El número de oxidación del oxígeno en el H_2O_2 es -1
 - El número de oxidación del oxígeno en el H_2O es -1
8. Indique la respuesta **CORRECTA**:
- La oxidación supone un aumento del número de oxidación del átomo
 - La oxidación supone una disminución del número de oxidación del átomo
 - La reducción supone un aumento del número de oxidación del átomo
9. Indique la respuesta **CORRECTA**:
- El ácido acético o ácido etanoico es un ácido carboxílico
 - El ácido fórmico o ácido metanoico es un éter sencillo
 - El grupo funcional en los ácidos carboxílicos es el $-CONH_2$
10. La reacción de condensación del grupo carboxílico de un aminoácido y el grupo amino de otra molécula da lugar a la formación de:
- Un enlace peptídico
 - Una amida
 - Las dos respuestas anteriores son correctas

 03100848		Química (PCE)		100
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		03
	Septiembre - 2018	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo A Mixto	MODELO 12
Material: Calculadora no programable				Hoja 4 de 7

Bloque 2

- Se tienen dos disoluciones acuosas, una de ácido salicílico HA ($K_a = 10^{-3}$) y otra de ácido benzoico HC ($K_a = 2 \cdot 10^{-5}$). Si la concentración de los dos ácidos es la misma, **contesta razonadamente** a las preguntas:
 - ¿Cuál de los dos ácidos es más débil?
 - ¿Cuál de los dos ácidos tiene un grado de disociación mayor?
 - ¿Cuál de las dos disoluciones da un valor menor de pH?
 - ¿Cuál de las dos bases conjugadas es más débil?
- A 425 °C la K_c del equilibrio: $I_2(g) + H_2 \rightleftharpoons 2HI(g)$, tiene un valor de 54,8.
 - Indicar en qué sentido se desplazará la reacción si en un recipiente de 10 L se introducen 12,69 g de I_2 , 1,01 g de H_2 y 25,58 g de HI y se calienta hasta 425 °C.
 - Calcular las concentraciones de I_2 , H_2 y HI cuando se alcance el equilibrio a la temperatura dada.
 - Calcular el valor de K_p .

Datos: Masas atómicas: I: 126,9 u; H: 1,01 u

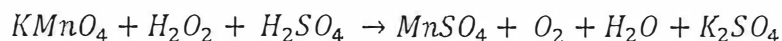
 03100848		Química (PCE)		100
			PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD	
	Septiembre - 2018	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo A Mixto	MODELO 12
Material: Calculadora no programable				Hoja 5 de 7

Block 1

- What describes the spin quantum number, m_s ?
 - The energy of an electron in absence of an electromagnetic field.
 - The energy of an electron inside of an electromagnetic field
 - The two possible spin orientations of the electron around its own axis
- The transition metals are characterized by:
 - To have an electronic configuration $ns^2(n-1)d^x$ in its inner shell
 - To be bad electrical conductors, except Cu
 - All of the above are not correct
- The bond of hydrogen is responsible of:
 - The abnormally high melting point of water
 - The abnormally low boiling point of water
 - Both answers are correct
- The catalysts are:
 - Chemical species that modify the reaction rate, without being part of the reactants or the products
 - Chemical species that modify the activation energy and are not a part of the reactants or the products
 - Both answers are correct
- In a chemical equilibrium a decrease in the concentration of one of the products leads to:
 - A decrease in the concentration of the reactants
 - An increase in the concentration of the reactants
 - Does not affect
- Indicate the **CORRECT** response. In the laboratory conditions, 25°C:
 - When it is said that a solution is neutral, the $[H^+] = 10^{-7} M$
 - When it is stated that a solution is acidic, we are indicating that $pH > 7$
 - None of the previous is correct

 03100848		Química (PCE)		100
		PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD		
	Septiembre - 2018	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo A Mixto	MODELO 12
Material: Calculadora no programable				Hoja 6 de 7

7. According with the following reaction:



Indicate the **CORRECT** response:

- The oxidation number of oxygen in the H_2O_2 is -2
- The oxidation number of oxygen in the H_2O_2 is -1
- The oxidation number of oxygen in the H_2O is -1

8. Indicate the **CORRECT** answer:

- Oxidation involves an increase in the oxidation number of the atom
- Oxidation involves a decrease in the oxidation number of the atom
- The reduction involves an increase in the oxidation number of the atom

9. Give the **RIGHT** answer:

- The acetic acid or ethanoic acid is a carboxylic acid
- The formic acid or methanoic acid is a single ether
- The functional group of the carboxylic acids is $-CONH_2$

10. The condensation reaction of the carboxylic group of an aminoacid and the amine group of other molecule results in the formation of:

- A peptide bond
- An amide
- Both answers are correct

 03100848		Química (PCE)		100
			PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD	
	Septiembre - 2018	Duración: 90 min.	EXAMEN: Tipo A Mixto	MODELO 12
Material: Calculadora no programable				Hoja 7 de 7

Block 2

1. There are two aqueous solutions, one of salicylic acid HA ($K_a = 10^{-3}$) and other of benzoic acid HC ($K_a = 2 \cdot 10^{-5}$). If the concentration of both acids is the same, give a **reasoned answer** to these questions:

- Which is the weakest acid?
- Which acid have a higher percent of dissociation?
- Which solution have a lower pH?
- Which of the conjugate bases is the weakest?

2. At 425 °C the K_C of the equilibrium: $I_2(g) + H_2 \rightleftharpoons 2HI(g)$ is 54,8.

- Indicate in which direction the reaction will displace when are introduced in a 10 mL container 12.69 g of I_2 , 1.01 g of H_2 and 25.58 g of HI and heat up to 425 °C.
- Calculate the concentration of I_2 , H_2 and HI when the equilibrium is reached at the given temperature.
- Calculate the value of K_P .

Data: Atomic mass: I: 126,9 u; H: 1,01 u