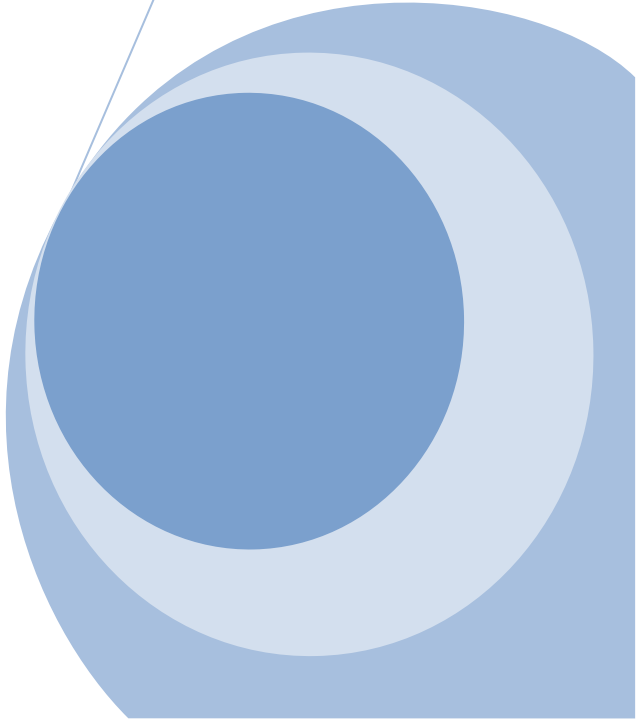


**QUÍMICA 2º BACHILLER
EXÁMENES CURSOS ANTERIORES
CON SOLUCIONES**

Dpto Física-Química

Mª Teresa Gómez Ruiz
15/07/2010



ÍNDICE

	<u>Página</u>	
<i>Unidad 1 "Modelos atómicos"</i>	3	
<i>Solución Unidad 1 "Modelos atómicos"</i>	4	
<i>Unidad 2 "Sistema Periódico"</i>	7	
<i>Solución Unidad 2 "Sistema Periódico"</i>	8	
<i>Unidad 2 "Sistema Periódico" B</i>	11	
<i>Solución Unidad 2 "Sistema Periódico" B</i>	13	
<i>Unidad 3 "Enlace Químico"</i>	18	
<i>Solución Unidad 3 "Enlace Químico"</i>	19	<u>2</u>
<i>Unidad 4 "Termoquímica"</i>	24	
<i>Solución Unidad 4 "Termoquímica"</i>	26	
<i>Unidad 4 "Termoquímica" B</i>	30	
<i>Solución Unidad 4 "Termoquímica" B</i>	31	
<i>Unidad 5 "Cinética - Equilibrio Químico"</i>	34	
<i>Solución Unidad 5 "Cinética - Equilibrio Químico"</i>	36	
<i>Unidad 6 "Reacciones Ácido-Base"</i>	43	
<i>Solución Unidad 6 "Reacciones Ácido-Base"</i>	45	
<i>Unidad 7 "Reacciones REDOX"</i>	55	
<i>Solución Unidad 7 "Reacciones REDOX"</i>	57	

Unidad 1 "Modelos atómicos"

Nombre.....2º Bach Química

- 1.- La energía cinética de los electrones arrancados por efecto fotoeléctrico de la superficie de un bloque de rubidio es de $1,638 \cdot 10^{-19}$ J cuando sobre dicho metal incide una radiación cuya frecuencia es de $7,5 \cdot 10^{14}$ hz.
- a) Calcula cuál debe ser *la frecuencia mínima* de las ondas electromagnéticas que consiguen desencadenar efecto fotoeléctrico sobre el rubidio y el valor de su longitud de onda. (1,5 pts)
- b) Calcular la longitud de onda de *De Broglie* asociada al electrón en movimiento. (1,5 pts)

Datos: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$

- 2.- Calcula las longitudes de onda, la frecuencia y el periodo de las radiaciones correspondientes a las dos primeras transiciones de la serie de Lyman para el átomo de hidrógeno. (2,5 pts)

Datos: $R = 10973732 \text{ m}^{-1}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$

- 3.- Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos:

(2, 2, 0, 1/2)	(3, 1, -1, 1/2)	(2, 0, 0, -1/2)	(1, 0, 1, 1/2)
(3, 1, 0, 1)	(3, 1, 1, 1/2)	(2, 1, 0, -1/2)	(1, 0, 0, 1/2)

Explica si es posible, que existan en un átomo electrones con dichos números cuánticos, *cuando no sea posible, razónalo indicando el porqué.* (1 pto)

En el caso de los grupos de números cuánticos que sean posibles, ¿en qué orbitales se encontrarían los electrones correspondientes? ordénalos de menor a mayor energía. Razona las respuestas (1 pto)

Teoría:

- a) **Principio de indeterminación (1pto)**
- b) **Postulados de Bohr (1,5 pts)**

Solución Examen Unidad 1 "Modelos atómicos"

- 1.- La energía cinética de los electrones arrancados por efecto fotoeléctrico de la superficie de un bloque de rubidio es de $1,638 \cdot 10^{-19}$ J cuando sobre dicho metal incide una radiación cuya frecuencia es de $7,5 \cdot 10^{14}$ hz.
- a) Calcula cuál debe ser *la frecuencia mínima* de las ondas electromagnéticas que consiguen desencadenar efecto fotoeléctrico sobre el rubidio y el valor de su longitud de onda. (1,5 ptos)
- b) Calcular la longitud de onda de *De Broglie* asociada al electrón en movimiento. (1,5 ptos)

$$\text{Datos: } h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J.s ; } m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg ; } c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$$

a) $h \cdot \nu_i = h \cdot \nu_0 + E_{\text{cinética}}$

$$h \cdot \nu_i = h \cdot \nu_0 + m_e \cdot v_e^2 / 2$$

$$6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 7,5 \cdot 10^{14} = 1,638 \cdot 10^{-19} + 6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8 / \lambda_0$$

$$4,9695 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 1,638 \cdot 10^{-19} + 1,9878 \cdot 10^{-25} / \lambda_0$$

$$3,3315 \cdot 10^{-19} = 6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8 / \lambda_0$$

$$\lambda_0 = 5,966681676 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\nu_0 = c / \lambda_0 \quad \nu_0 = 3 \cdot 10^8 / 5,966681676 \cdot 10^{-7} \quad \nu_0 = 5,027920314 \cdot 10^{14} \text{ hz}$$

b) $\lambda = h / m \cdot v \quad 1,638 \cdot 10^{-19} = E_{\text{cinética}}$

$$m_e \cdot v_e^2 / 2 = E_{\text{cinética}}$$

$$9,1 \cdot 10^{-31} \cdot v_e^2 / 2 = E_{\text{cinética}}$$

$$9,1 \cdot 10^{-31} \cdot v_e^2 / 2 = 1,638 \cdot 10^{-19}$$

$$v_e^2 = 3,6 \cdot 10^{11}$$

$$v_e = 6 \cdot 10^5 \text{ m/s}$$

$$\lambda = 6,626 \cdot 10^{-34} / 9,1 \cdot 10^{-31} \cdot 6 \cdot 10^5$$

$$\lambda = 6,626 \cdot 10^{-34} / 54,6 \cdot 10^{-26}$$

$$\lambda = 1,213553114 \cdot 10^{-9} \text{ m}$$

- 2.- Calcula las longitudes de onda, la frecuencia y el periodo de las radiaciones correspondientes a las dos primeras transiciones de la serie de Lyman para el átomo de hidrógeno. (2,5 ptos)

$$\text{Datos: } R = 10973732 \text{ m}^{-1}; c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$$

La primera transición sería de la capa $n=2$, a la capa de $n=1$, la segunda transición de la capa $n=3$ a la capa $n=1$.

Al cumplirse que:

$$1/\lambda = R (1/n^2 - 1/m^2) \quad \text{y siendo} \quad c = \lambda \cdot \nu$$

En la primera transición se cumpliría que su λ_1 :

$$1/\lambda_1 = 10973732 (1/1^2 - 1/2^2) \quad 1/\lambda_1 = 8230299 \quad \lambda_1 = 1,2150 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\nu_1 = 2,4690897 \cdot 10^{15} \text{ hz} \quad T = 4,050075621 \cdot 10^{-16} \text{ s}$$

En la segunda transición su λ_2 :

$$1/\lambda_2 = 10973732 (1/1^2 - 1/3^2) \quad 1/\lambda_2 = 9754428,444 \quad \lambda_2 = 1,025175 \cdot 10^{-7}$$

$$\nu_2 = 2,926328533 \cdot 10^{15} \text{ hz} \quad T = 3,417251306 \cdot 10^{-16} \text{ s}$$

- 3.- Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos:

$$\begin{array}{cccc} (2, 2, 0, 1/2) & (3, 1, -1, 1/2) & (2, 0, 0, -1/2) & (1, 0, 1, 1/2) \\ (3, 1, 0, 1) & (3, 1, 1, 1/2) & (2, 1, 0, -1/2) & (1, 0, 0, 1/2) \end{array}$$

Explica si es posible, que existan en un átomo electrones con dichos números cuánticos, *cuando no sea posible, razónalo indicando el porqué.* (1 pto)

En el caso de los grupos de números cuánticos que sean posibles, ¿en qué orbitales se encontrarían los electrones correspondientes? ordénalos de menor a mayor energía. Razona las respuestas (1 pto)

(2, 2, 0, 1/2) No, pues $l=1$ y $n=1$, y *l solo puede valer 0 hasta (n-1)*

(3, 1, -1, 1/2) Si, $n > l$, $m_s = -1$, y $s = 1/2$ electrón en orbital 3p

(2, 0, 0, -1/2) Si, $n > l$, $m_s = 1$, y $s = -1/2 = 1$ electrón en orbital 2s

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

(1,0, 1, 1/2) No, aunque $n > l$ y $s = 1/2$, sin embargo $m_s > l$ y esto es imposible

(3, 1, 0, 1) No, $n > l$, $m_s = 0$, sin embargo $s = 1$ y esto es imposible solo puede tomar los valores $+1/2$ ó $-1/2$

(3, 1, 1, 1/2) Si, $n > l$, $m_s = 1$, y $s = 1/2$ electrón en orbital 3p

(2, 1, 0, -1/2) Si, $n > l$, m_s entero $< l$, y $s = 1/2$ electrón en orbital 2p

(1,0, 0, 1/2) Si, $n > l$, $m_s = 1$, y $s = 1/2$ electrón en orbital 1 s

$1s < 2s < 2p < 3p = 3p$ Los dos orbitales 3p tienen la misma energía, y se les llama orbitales degenerados.

Teoría:

a) Principio de indeterminación (1pto)

Es imposible medir simultáneamente, y con precisión absoluta, el valor de dos variables conjugadas, es decir, energía y tiempo, o posición y cantidad de movimiento, así en el caso de la cantidad de movimiento se puede formular:

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq h/4\pi$$

b) Postulados de Bohr (1,5 ptos)

1^{er} postulado: Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas estacionarias sin emitir energía.

2^o postulado: Solo son posibles órbitas en las que el momento angular(mvr) del electrón es un múltiplo natural de $h/2\pi$

$$m \cdot v \cdot r = n \cdot h/2\pi$$

3^{er} postulado: Cuando un electrón pasa de una órbita superior a una órbita inferior, la diferencia de energía entre ambas órbitas se emite en forma de radiación electromagnética.

$$E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

Unidad 2 Sistema Periódico

Nombre: **Curso 2º Química**

1. Los principios de Hund y de Pauli regulan las configuraciones electrónicas. Expresa estos principios y aplícalos a los casos del oxígeno ($Z = 8$) y del ión óxido (O^{2-}).

2. Escribe las configuraciones electrónicas del estado fundamental de los átomos e iones siguientes: N^{3-} , Mg^{2+} , Cl^- , K y Fe.

¿Cuáles son isoelectrónicos? ¿En algún caso existen electrones desapareados? Números atómicos: ${}_7N$; ${}_{12}Mg$; ${}_{17}Cl$; ${}_{19}K$; ${}_{26}Fe$.

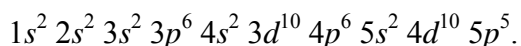
3. Del cobre existen dos isótopos: y de masas relativas 62,93 y 64,93, respectivamente. Si la masa relativa del cobre natural es 63,55, determina de cada isótopo su abundancia relativa y el número de átomos presentes en un mol de cobre.

4. Se tienen dos elementos, uno con $Z = 35$ y otro cuyo electrón de mayor energía posee una configuración $4s^2$.

Indica su posición en la clasificación periódica y sus valencias más probables. Señala cuál de ellos tiene mayor potencial de ionización y mayor radio atómico.

7

5. La configuración electrónica de un elemento es:



Responde las siguientes cuestiones:

a) Indica si se trata de un metal o un no metal, a qué grupo pertenece y cuál es su símbolo.

b) Dos elementos que tengan mayor energía de ionización que él y otros dos de menor energía de ionización.

c) La fórmula de un compuesto iónico y otro covalente en que intervenga este elemento.

d) Los cuatro números cuánticos del electrón diferenciador.

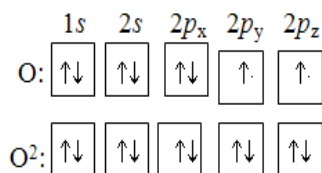
Solución Unidad 2 “Sistema Periódico”

1. Los principios de Hund y de Pauli regulan las configuraciones electrónicas. Expresa estos principios y aplícalos a los casos del oxígeno ($Z = 8$) y del ión óxido (O^{2-}).

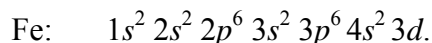
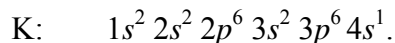
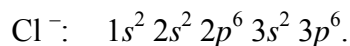
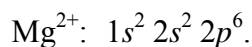
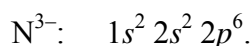
1. El principio de exclusión de *Pauli* afirma que, en un mismo átomo, no puede haber dos electrones con los mismos números cuánticos.

La regla de *Hund* dice que los electrones se sitúan en cada subnivel del modo más desapareado posible.

Según estos dos principios, la configuración electrónica del oxígeno y del ion óxido quedará del modo siguiente:



2. Escribe las configuraciones electrónicas en estado fundamental de los átomos e iones siguientes: N^{3-} , Mg^{2+} , Cl^- , K y Fe. ¿Cuáles son isoelectrónicos? ¿En algún caso existen electrones desapareados? Números atómicos: ${}_7N$; ${}_{12}Mg$; ${}_{17}Cl$; ${}_{19}K$; ${}_{26}Fe$.



Son isoelectrónicos N^{3-} y Mg^{2+} . Posee electrones desapareados K.

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

3. Del cobre existen dos isótopos: y de masas relativas 62,93 y 64,93, respectivamente. Si la masa relativa del cobre natural es 63,55, determina de cada isótopo su abundancia relativa y el número de átomos presentes en un mol de cobre.

La masa relativa del cobre la calculamos a partir de la media ponderada de las masas relativas de sus isótopos:

$$63,55 = 62,93 (x) + 64,93 (1 - x)$$

De donde $x = 0,69$.

Así, las abundancias relativas de los isótopos del cobre son:

$${}_{29}^{63}\text{Cu}, 69\%; \quad {}_{29}^{65}\text{Cu}, 31\%.$$

En un mol de cobre habrá:

$$6,023 \cdot 10^{23} \cdot 0,69 = 4,16 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } {}_{29}^{63}\text{Cu}$$

$$6,023 \cdot 10^{23} \cdot 0,31 = 1,87 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } {}_{29}^{65}\text{Cu}$$

4. Se tienen dos elementos, uno con $Z = 35$ y otro cuyo electrón de mayor energía posee una configuración $4s^2$. Indica su posición en la clasificación periódica y sus valencias más probables. Señala cuál de ellos tiene mayor potencial de ionización y mayor radio atómico.

9

– ${}_{35}\text{Z}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^5$. Es su configuración fundamental.

Su electrón diferenciador es $4p^5$, de donde se deduce:

Grupo VIIA ($ns^2 np^5$). Es un halógeno.

Como el mayor número cuántico principal de los electrones de elementos es $n = 4$, se encuentra en el cuarto periodo.

Para conseguir la estructura de gas noble $ns^2 np^6$ le falta adquirir un electrón, por lo que su número de oxidación será -1 . Se trata del Bromo (Br).

– El elemento con electrón diferenciador $4s^2$:

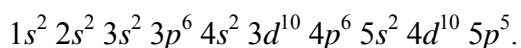
Grupo IIA (ns^2). Es un alcalinotérreo. Se encuentra en el cuarto periodo.

Si se desprende de los dos electrones $4s^2$ adquiriría estructura de gas noble, por tanto, su número de oxidación es $+2$. Se trata del Calcio (Ca).

El bromo tendrá mayor potencial de ionización. El calcio tiene mayor radio atómico.

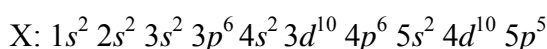
EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

5. La configuración electrónica de un elemento es:



Responde las siguientes cuestiones:

- Indica si se trata de un metal o un no metal, a qué grupo pertenece y cuál es su símbolo.
- Dos elementos que tengan mayor energía de ionización que él y otros dos de menor energía de ionización.
- La fórmula de un compuesto iónico y otro covalente en que intervenga este elemento.
- Los cuatro números cuánticos del electrón diferenciador.



- Se trata de un no metal perteneciente al grupo de los halógenos. Su símbolo es I (yodo).
- Elementos con mayor energía de ionización: cloro y bromo (los que están encima de él en el grupo).

Elementos con menor energía de ionización: rubidio y estroncio (los metales que están al extremo izquierdo en el mismo periodo).

c) Compuesto iónico: debe ser un elemento muy electropositivo para que la diferencia de electronegatividad sea muy grande, de modo que garantice el carácter metálico del enlace. Por ejemplo, KI (yoduro potásico).

Compuesto covalente: debe ser un elemento que no difiera mucho de la electronegatividad del yodo. Por ejemplo IBr₅ (pentabromuro de yodo).

d) $5p^5$ es el electrón diferenciador: $n = 5$; $l = 1$; $m = 1$; $s = -1/2$.

$$m = -1, \quad m = 0, \quad m = 1$$

Unidad 2 “Sistema Periódico” B

Nombre.....2ºQuímica A

1.- Dados los elementos de números atómicos **15, 17, 20** y **33**:

a) Escriba la **configuración electrónica** en el estado fundamental de los elementos.

Indica razonadamente, en cada caso, de qué **tipo** de elemento se trata, el **periodo** y **grupo** en el que se encuentra, y su **símbolo**, el tipo de **ión** que tiene tendencia a formar y el número de electrones desapareados en su estado fundamental. (2 pts)

b) Explica razonadamente cuál de ellos tiene mayor energía de ionización (1pto)

c) ¿Cuál tiene mayor carácter metálico? **Razonalo.** (1pto)

2.- Los átomos de un elemento del **5º periodo** del Sistema Periódico, en su estado fundamental: (1pto)

a) ¿Tienen orbitales "f"?

b) ¿Tiene electrones en esos orbitales?

Razónense las respuestas.

3.- Indicar, justificando la respuesta, si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas: (1 pto)

a) Los elementos de un mismo grupo, tienen todos, el mismo número atómico.

b) Los elementos del mismo periodo tienen fórmulas análogas para sus correspondientes compuestos.

c) El número atómico coincide con el número de protones del núcleo, pero no siempre coincide con el número de electrones de un átomo neutro.

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

4. - Contesta las siguientes cuestiones relativas a un elemento con $Z = 7$ y $A = 14$. (1 pto)

1. - Número de protones, neutrones y electrones.

2. - Configuración electrónica y número de electrones desapareados en su estado fundamental.

3. - Número máximo de electrones para los que: $m_l = 0$; $n = 2$; $l = 1$.

5. - Indica de forma razonada y para un orbital $3s$ de un átomo:

a) El valor de los números cuánticos, n , l y m de los electrones situados en aquel orbital.

b) Cuáles son los valores posibles del cuarto número cuántico del electrón.

c) Por qué en este orbital no puede haber más de dos electrones. Formula el principio en que te basas para contestar a esta pregunta.

12

6.- El número de protones en los núcleos de **5** elementos es el siguiente:

V = 9

W = 16

X = 17

Y = 19

Z = 20

Indicar razonadamente cuál de ellos es:

a) Un metal alcalino

b) El más electronegativo.

c) El de menor potencial.

d) El de valencia iónica **-2**.

Solución Unidad 2 “Sistema Periódico” B

1.- Dados los elementos de números atómicos **15, 17, 20 y 33**:

a) Escriba la **configuración electrónica** en el estado fundamental de los elementos.

Indica razonadamente, en cada caso, de qué **tipo** de elemento se trata, el **periodo** y **grupo** en el que se encuentra, y su **símbolo**, el tipo de **ión** que tiene tendencia a formar y el número de electrones desapareados en su estado fundamental. (2 ptos)

b) Explica razonadamente cuál de ellos tiene mayor energía de ionización (1pto)

c) ¿Cuál tiene mayor carácter metálico? **Razonalo.** (1pto)

Solución 1:

Configuración electrónica tipo, periodo, grupo, símbolo, ión y nº e⁻ desapareados

a) (Z=15) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ No Metal, 3^{er}Periodo, Nitrogenoideo, P, P⁻³, 3 desapareados

(Z=17) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ No Metal, 3^{er}Periodo, Nitrogenoideo, Cl, Cl⁻¹, 1 desapareados

(Z=20) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ Metal, 4^{er}Periodo, Alcalinotérreo, Ca, Ca⁺², 0 desapareados

(Z=33) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ No Metal, 3^{er}Periodo, Nitrogenoideo, As, As⁻³, 3

b) *El elemento al que hay que darle mas energía (EI) para arrancarle un electrón, es el elemento con configuración mas cercana al gas noble es decir $8e^-$, en la capa de valencia, este es el Cloro(Z= 17) que tiene 7 electrones.*

c) *El de mayor carácter metálico sería el elemento que perdería mas fácilmente un electrón, en este caso sería el calcio (Ca), es el único que quiere perder electrones para alcanzar la configuración de gas noble, los otros tres alcanzan mas rápidamente los 8 electrones ganándolos, son No Metálicos.*

2.- Los átomos de un elemento del **5º periodo** del Sistema Periódico, en su estado fundamental: **(1pto)**

- a) ¿Tienen orbitales "f"?
- b) ¿Tiene electrones en esos orbitales?

Razónense las respuestas.

Solución 2:

a) *Si pues al ser su último periodo ocupado el 5º, en el 4ª existen orbitales tipo f, pues al valer $n=5$, el segundo número cuántico, l , puede tomar los valores 0, 1, 2 y 3, cuando el segundo número cuántico, l , vale tres, los orbitales son de tipo f.*

b) *No tiene electrones en esos orbitales, porque siguiendo la regla de Madelung:*

Se ocupan primero aquellos subniveles cuya suma ($n + l$) sea menor, y el subnivel $6s$ ($6 + 0 = 6$) tiene menos energía que el $5f$ ($5 + 3 = 8$), es decir, no estarían ocupados, estos se ocupan después del $7s$ ($7 + 0 = 7$) pero antes del $7p$ ($7 + 1 = 8$), pues a igualdad de suma, se llenan antes los del primer número cuántico menor.

14

3.-Indicar, justificando la respuesta, si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas: **(1 pto)**

- a) Los elementos de un mismo grupo, tienen todos, el mismo número atómico.
- b) Los elementos del mismo periodo tienen fórmulas análogas para sus correspondientes compuestos.
- c) El número atómico coincide con el número de protones del núcleo, pero no siempre coincide con el número de electrones de un átomo neutro.

Solución Corta 3.

- a) *Falso. El número atómico es característico de cada elemento.*
- b) *Falso. La valencia varía en el periodo.*

c) *Verdadero, la primera parte del enunciado y falsa la segunda.*

Solución más completa 3:

a) *Falso, aumenta el valor de Z al descender en el grupo, pues hay más capas ocupadas y en consecuencia más protones en el núcleo.*

b) *Falso, al avanzar a lo largo del periodo va aumentando el valor de Z, es decir el número de electrones del átomo, con lo que varia la configuración electrónica y con ella el número de electrones que necesita ganar o perder para tener la configuración de gas noble (8 electrones) en la última capa, variando así la valencia y con ella el tipo de compuesto.*

c) *Verdadera la primera parte pero Falsa la segunda parte, al ser el átomo neutro, el número de protones (+) y el número de electrones (-) son iguales para que la carga total resulte nula.*

15

4. - Contesta las siguientes cuestiones relativas a un elemento con $Z = 7$ y $A = 14$. (1 pto)

4.1. - Número de protones, neutrones y electrones.

4.2. - Configuración electrónica y número de electrones desapareados en su estado fundamental.

4.3. - Número máximo de electrones para los que: $m_l = 0$; $n = 2$; $l = 1$.

Soluciones 4:

4.1: $Z=7$ $A=14$ $p=7$, $e = 7$, $n = (14 - 7 = 7)$ $Z= p = e$ $A=n + p$

4.2: $1s^2 2s^2 2p^3$, tiene 3 electrones desapareados en los orbitales 2p

4.3: En el orbital 2p (2, 1, 0) solo pueden existir dos electrones con distinto spin, uno con spin $+1/2$ y el otro $-1/2$.

5. - Indica de forma razonada y para un orbital $3s$ de un átomo:

- El valor de los números cuánticos, n , l y m_l de los electrones situados en aquel orbital.
- Cuáles son los valores posibles del cuarto número cuántico del electrón.
- Por qué en este orbital no puede haber más de dos electrones. Formula el principio en que te basas para contestar a esta pregunta.

Solución 5:

a) $3s (3,0,0) (n,l,m_l)$

b) $+1/2$ y $-1/2$

c) *Se encuentran en el tercer nivel, es decir el primer número cuántico $n = 3$; en el orbital "s", por tanto el segundo número cuántico $l = 0$; el tercer número cuántico m_l solo pueden tomar los valores $+l$ o $-l$, es decir $m_l = 0$; el cuarto número cuántico "s" solo toma los valores $-1/2$ o $+1/2$, y como según Pauli no pueden encontrarse en el mismo átomo dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales, los dos electrones de la última capa están definidos por: $(3, 0, 0, +1/2)$ y $(3, 0, 0, -1/2)$*

 16

6.- El número de protones en los núcleos de 5 elementos es el siguiente:

V = 9

W = 16

X = 17

Y = 19

Z = 20

Indicar razonadamente cuál de ellos es:

- Un metal alcalino
- El más electronegativo.
- El de menor potencial.
- El de valencia iónica -2.

Solución 6:

Viendo las configuraciones electrónicas, vemos de que elemento se trata:

V (Z=9) $1s^2 2s^2 2p^5$

F

W (Z=16) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

S

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

X (Z=17) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ Cl

Y (Z=19) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ K

Z (Z=20) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ Ca

a) Alcalino Y (K)

b) Más electronegativo V (F)

c) Menor potencial Y (K)

d) Valencia iónica -2, W(S)

Unidad 3 "Enlace Químico"

Nombre.....2ºQuímica

1.- Calcula la energía de red del bromuro de calcio, CaBr_2 , a partir de los datos siguientes:

Entalpía de formación del $\text{CaBr}_2 = - 675 \text{ KJ.mol}^{-1}$

Calor de sublimación del $\text{Ca}_{(s)} = 121 \text{ KJ.mol}^{-1}$

Calor de vaporización del $\text{Br}_2 (l) = 315 \text{ KJ.mol}^{-1}$

1ª energía de ionización del $\text{Ca (g)} = 589,5 \text{ KJ.mol}^{-1}$

2ª energía de ionización del $\text{Ca (g)} = 1145 \text{ KJ.mol}^{-1}$

Energía de disociación del $\text{Br}_2 (g) = 193 \text{ KJ.mol}^{-1}$

Afinidad electrónica del $\text{Br (g)} = - 324 \text{ KJ.mol}^{-1}$

Representa el ciclo de Born-Haber y describe cada una de las etapas que incluye.

2.- Deduce las estructuras de Lewis y la forma geométrica de cada una de las especies químicas siguientes según la TRPEV y el tipo de enlace (σ ó π) que presentan:

18

AsCl_3 CS_2 BiH_3 HCN , ClO^- SO_3^{2-}

3.- Describe la forma geométrica de estas moléculas. Indicando el tipo de hibridación y razona si presentan o no momento dipolar resultante:

NH_3 OF_2 H_2S CO_2

4.- Identifica la naturaleza y el tipo de enlace de cada una de las sustancias siguientes: **cloro, cloruro de sodio, agua, níquel, tetracloruro de carbono, dióxido de silicio, sulfuro de hidrógeno, óxido de dicloro y potasio**. Ordénalas según su punto de fusión creciente: **cloro, cloruro de sodio, agua, sulfuro de hidrógeno**.

5.-Concepto de **orden de enlace**. Aplícalo a las moléculas de nitrógeno y flúor, y comenta su relación con las energías de enlace respectivas.

Solución Unidad 3 “Enlace Químico”

1.- Calcula la energía de red del bromuro de calcio, **CaBr₂**, a partir de los datos siguientes:

$$\text{Entalpía de formación del CaBr}_2 = - 675 \text{ KJ.mol}^{-1}$$

$$\text{Calor de sublimación del Ca}_{(s)} = 121 \text{ KJ.mol}^{-1}$$

$$\text{Calor de vaporización del Br}_2 (l) = 315 \text{ KJ.mol}^{-1}$$

$$1^{\text{a}} \text{ energía de ionización del Ca (g)} = 589,5 \text{ KJ.mol}^{-1}$$

$$2^{\text{a}} \text{ energía de ionización del Ca (g)} = 1145 \text{ KJ.mol}^{-1}$$

$$\text{Energía de disociación del Br}_2 (g) = 193 \text{ KJ.mol}^{-1}$$

$$\text{Afinidad electrónica del Br (g)} = - 324 \text{ KJ.mol}^{-1}$$

Representa el ciclo de Born-Haber y describe cada una de las etapas que incluye.

$$\Delta H^{\circ}_f = \Delta H_S + \Delta H_{1^{\circ}EI} + \Delta H_{2^{\circ}EI} + \Delta H_{Ev} + \Delta H_{Ed} + 2\Delta H_{1^{\circ}AE} + U$$

$$U = \Delta H^{\circ}_f - \Delta H_S - \Delta H_{1^{\circ}EI} - \Delta H_{2^{\circ}EI} - \Delta H_{Ev} - \Delta H_{Ed} - 2\Delta H_{1^{\circ}AE}$$

$$U = - 675 - 121 - 589,5 - 1145 - 315 - 193 - 2(-324)$$

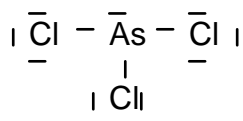
$$U = - 2390,5 \text{ KJ.mol}^{-1}$$

19

2.- Deduce las estructuras de Lewis y la forma geométrica de cada una de las especies químicas siguientes según la **TRPEV** y el tipo de enlace (σ ó π) que presentan:

AsCl₃ Tres enlaces σ entre el As y el Cl.

Molécula Pirámide trigonal (tiene 4 pares de electrones alrededor del átomo central)



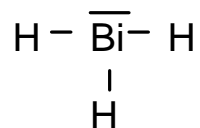
CS₂ Dos enlaces σ y dos enlaces π entre el C y los dos S.

Molécula Lineal (un doble enlace actúa como una sola dirección)

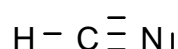


EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

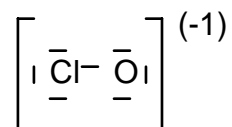
- BiH₃** Tres enlaces σ entre el Bi y los tres H.
Molécula Pirámide trigonal (tiene 4 pares de electrones alrededor del átomo central, pero uno de ellos no enlaza con un átomo)



- HCN** Un enlace σ entre H y C, un enlace σ entre C y N
Dos enlaces π entre el C y el N.
Molécula lineal (un doble enlace actúa como una sola dirección)



- ClO⁻** Un enlace σ entre el Cl y el O.
Molécula lineal (el triple enlace actúa como una sola dirección)

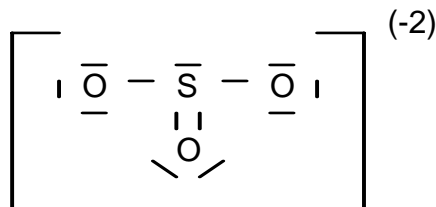


20

- SO₃²⁻** Tres enlaces σ entre el S y los tres O y un enlaces π entre el S y uno de los O.

Pirámide trigonal. (Tiene 4 direcciones distintas alrededor del átomo central, un doble enlace actúa como una sola dirección, pero una pareja de electrones, no enlaza con otro átomo)

Es la más favorecida energéticamente



Porque el S tiene una carga formal de 0, dos de los O (-1) y el otro O cero.

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

3.- Describe la forma geométrica de estas moléculas Indicando el tipo de hibridación y razona si presentan o no momento dipolar resultante:

	NH₃	OF₂	H₂S	CO₂
NH₃	sp³		Pirámide trigonal. Polar.	
OF₂	sp³		Angular. Polar	
H₂S	sp³		Angular. Polar	
CO₂	sp		Lineal. No Polar	

4.- Identifica la naturaleza y el tipo de enlace de cada una de las sustancias siguientes: **cloro, cloruro de sodio, agua, níquel, tetracloruro de carbono, dióxido de silicio, sulfuro de hidrógeno, óxido de dicloro y potasio**. Ordénalas según su punto de fusión creciente: **cloro, cloruro de sodio, agua, sulfuro de hidrógeno**.

21

- **CCl₄** y **Cl₂**, Sustancias covalentes moleculares no polares. Enlaces covalentes dentro de las moléculas; entre molécula y molécula fuerzas de Van der Waals de dispersión. Solubles en disolventes covalentes apolares como el benceno.

- **H₂S** y **Cl₂O**. Sustancias covalentes moleculares polares. Enlaces covalentes dentro de las moléculas y fuerzas intermoleculares dipolo-dipolo (de Van der Waals). Solubles en agua.

- **H₂O**. Sustancia covalente molecular polar. Enlaces covalentes dentro de la molécula y enlaces de hidrógeno entre molécula y molécula. Soluble en otro disolvente polar, como el amoníaco líquido ó el alcohol.

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

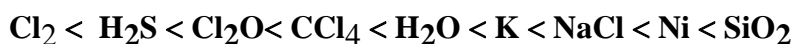
- **NaCl**. Sustancia iónica. Enlaces iónicos entre sus unidades estructurales, los iones Na^+ y Cl^- . Soluble en agua.

- **K**. Metal alcalino. Enlace metálico. Soluble en estado líquido en otro metal para formar una aleación.

- **Ni**. Metal de transición. Enlace metálico. Soluble en estado líquido en otro metal para formar una aleación.

-**SiO₂**. Sustancia covalente atómica. Enlaces covalentes entre sus átomos. No hay moléculas. Insolubles en cualquier disolvente.

De acuerdo con el tipo de enlace presente en dichas sustancias, podemos prever la ordenación de sus puntos de fusión:



Sustancia	Tipo de enlace	Punto de fusión	Disolvente
Cl₂	Covalente molecular	-102 °C	Benceno
H₂S		-85,6°C	Agua
Cl₂O		-59 °C	Agua
CCl₄		-23 °C	Benceno
H₂O		0 °C	Amoniaco
K	Metálico	63,7 °C	Metal
NaCl	Iónico	800 °C	Agua
Ni	Metálico	1453 °C	Metal
SiO₂	Covalente atómico	1610 °C	Insoluble

5.-Concepto de **orden de enlace**. Aplícalo a las moléculas de nitrógeno y flúor, y comenta su relación con las energías de enlace respectivas.

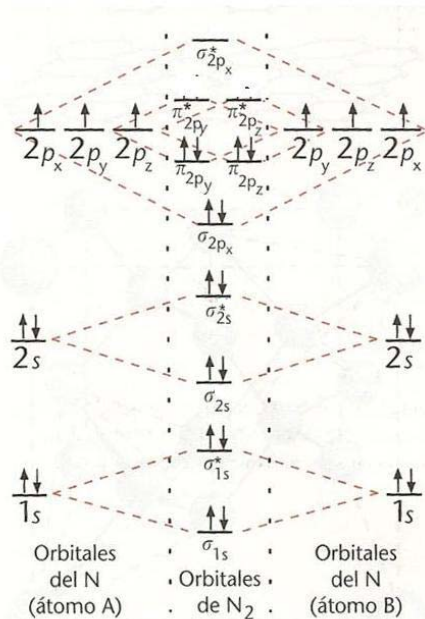


Diagrama energético de la molécula de Nitrógeno

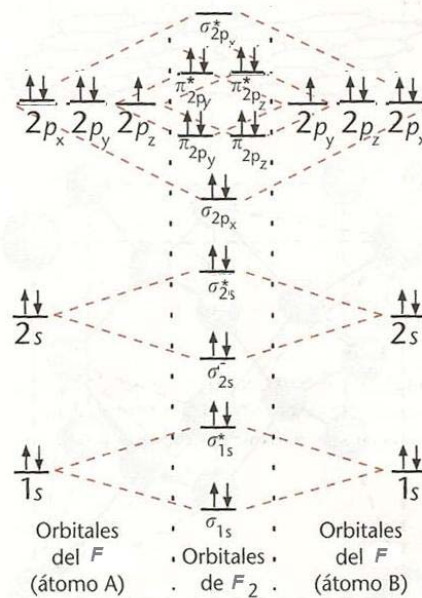


Diagrama energético de la molécula de Flúor

El orden de enlace de una molécula es la diferencia entre el número de electrones situados en orbitales enlazantes y el número de electrones situados en orbitales antienlazantes, dividido por dos.

$$\text{O.E.} = (\text{n}^\circ \text{e}^- \text{ enlazantes} - \text{n}^\circ \text{e}^- \text{ antienlazantes}) / 2$$

La energía del enlace será mayor cuanto mayor sea el orden de enlace.

Así, para las moléculas de nitrógeno será mayor la energía de enlace que para la de flúor, pues la de flúor tiene un enlace simple, y el nitrógeno triple.

$$\text{O.E. del N}_2 = (10 - 4) / 2$$

$$\text{O.E. del N}_2 = 3$$

$$\text{O.E. del F}_2 = (10 - 8) / 2$$

$$\text{O.E. del F}_2 = 1$$

Unidad 4 "Termoquímica"

Nombre: Curso 2º Química

1.- El calor de combustión a **volumen constante** de un azúcar cuya fórmula es $C_{12}H_{22}O_{11}$, a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ es de 5.604 kJ mol^{-1} .

- a) Escribe la reacción ajustada.
- b) Calcula la entalpía de dicha reacción.
- c) Calcula ΔH°_f para dicho azúcar.

Datos: $\Delta H^{\circ}_f \text{ CO}_2(\text{g}) = -392\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H^{\circ}_f \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) = -285\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

2.- Determina la entalpía de la siguiente reacción a partir de los calores de formación:



Compuesto	$\text{COCl}_2(\text{g})$	$\text{H}_2\text{S}(\text{g})$	$\text{HCl}(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{v})$	$\text{CS}_2(\text{l})$
$\Delta H^{\circ}_f (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	-222,08	-20,08	-91,92	-240,92	87,50

24

3.- Las entalpías de formación (ΔH°_f) del $\text{CO}_2(\text{g})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ y $\text{HCOOH}(\text{l})$ son:
$$\Delta H^{\circ}_f \text{ CO}_2(\text{g}) = -405; \Delta H^{\circ}_f \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) = -286 \text{ y } \Delta H^{\circ}_f \text{ HCOOH}(\text{l}) = -415\text{ kJ mol}^{-1}$$

- a) Escribe las ecuaciones correspondientes a los procesos de formación, a partir de sus elementos, del dióxido de carbono, del agua y del ácido fórmico (metanoico)
- b) Escribe la ecuación de combustión del ácido fórmico y calcula su entalpía.

4.- Se han calculado, a 1 atmósfera de presión y $25\text{ }^{\circ}\text{C}$, para una reacción química que
$$\Delta H = 213\text{ kJ} \text{ y } \Delta S = 155\text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$$
. Determina:

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

- a) La energía libre de *Gibbs* a **25 °C**.
- b) ¿Es espontánea la reacción a **25 °C**?
- c) ¿A partir de qué temperatura es espontánea la reacción?
- 5.- Conocidos los calores de combustión del **C (s) = -94,05 kcal/mol**, y el del **H₂ (g) = -68,22 kcal/mol** y del benceno, **C₆H₆ (l) = -781 kcal/mol**, calcula la entalpía de formación del benceno (**ΔH_f° C₆H₆**) a partir de sus elementos.
- 6.- El manganeso metálico puede obtenerse, en estado sólido, por la reacción del óxido de manganeso (IV) con aluminio.
- a) Formula la reacción química del proceso.
- b) Calcula el calor de reacción por cada mol de manganeso formado.

Datos: **ΔH_f° Al₂O₃ (g) = -1 676 kJ/mol; ΔH_f° MnO₂ (g) = -521 kJ/mol.**

Solución Unidad 4 “Termoquímica”

1.- El calor de combustión a **volumen constante** de un azúcar cuya fórmula es

$C_{12}H_{22}O_{11}$, a $25\text{ }^{\circ}C$ es de 5.604 kJ mol^{-1} .

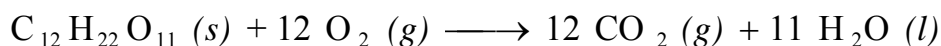
a) Escribe la reacción ajustada.

b) Calcula la entalpía de dicha reacción.

c) Calcula ΔH°_f para dicho azúcar.

Datos: $\Delta H^{\circ}_f\text{ CO}_2(g) = -392\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H^{\circ}_f\text{ H}_2\text{O}(l) = -285\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1. a) La reacción de combustión ajustada es:



b) La relación entre los calores de reacción a volumen y presión constante es:

$$Q_p = Q_v + \Delta n RT$$

$$\Delta n = 12 - 12 = 0$$

Como el incremento del número de moles es nulo.

$$Q_p = Q_v = 5604\text{ KJ mol}^{-1}$$

$$\text{Y al ser } Q_p = \Delta H_{\text{Reacción}}$$

$$\Delta H_{\text{Reacción}} = 5604\text{ KJ mol}^{-1}$$

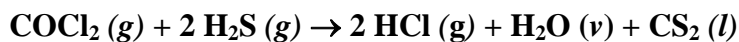
$$\text{c) } \Delta H^{\circ}_R = \Delta H^{\circ}_f(\text{productos}) - \Delta H^{\circ}_f(\text{reactivos})$$

$$-5604\text{ KJ mol}^{-1} = 12(-392\text{ kJ mol}^{-1}) + 11(-285\text{ kJ mol}^{-1}) - \Delta H^{\circ}_f(C_{12}H_{22}O_{11(s)})$$

$$\text{De donde: } \Delta H^{\circ}_f(C_{12}H_{22}O_{11(s)}) = -2325\text{ kJ mol}^{-1}.$$

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

2.- Determina la entalpía de la siguiente reacción a partir de los calores de formación:

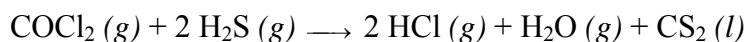


Compuesto	$\text{COCl}_2 (g)$	$\text{H}_2\text{S} (g)$	$\text{HCl} (g)$	$\text{H}_2\text{O} (v)$	$\text{CS}_2 (l)$
$\Delta H_f^\circ (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	-222,08	-20,08	-91,92	-240,92	87,50

$$\Delta H_R = 2 \Delta H_f (\text{HCl}_{(g)}) + \Delta H_f (\text{H}_2\text{O}_{(v)}) + \Delta H_f (\text{CS}_2 (l)) - \Delta H_f (\text{COCl}_2 (g)) - 2\Delta H_f (\text{H}_2\text{S}_{(g)})$$

$$\Delta H_R = 2\text{mol.} (-91,92 \text{ kJ mol}^{-1}) + (-240,92) + (87,50) - (-222,08) - 2(-20,08)$$

$$\Delta H_R = -155,34 \text{ kJ}$$



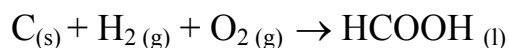
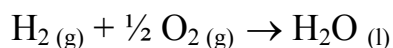
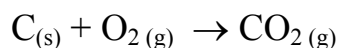
3.- Las entalpías de formación (ΔH_f°) del $\text{CO}_2 (g)$, $\text{H}_2\text{O} (l)$ y $\text{HCOOH} (l)$ son:

27

$$\Delta H_f^\circ \text{CO}_2 (g) = -405; \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} (l) = -286 \text{ y } \Delta H_f^\circ \text{HCOOH}(l) = -415 \text{ kJ mol}^{-1}$$

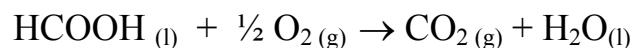
- a) Escribe las ecuaciones correspondientes a los procesos de formación, a partir de sus elementos, del dióxido de carbono, del agua y del ácido fórmico (metanoico)
- b) Escribe la ecuación de combustión del ácido fórmico y calcula su entalpía.

3. a) Las ecuaciones quedan como sigue:



EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

b) La ecuación de combustión es:



$$\Delta H_R = \Delta H_f(\text{CO}_{2(g)}) + \Delta H_f(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) - \Delta H_f(\text{HCOOH}_{(l)})$$

$$\Delta H_R = (-405) + (-286) - (-415)$$

$$\Delta H_R = -276 \text{ kJ}$$

4.- Se han calculado, a 1 atmósfera de presión y **25 °C**, para una reacción química que

$$\Delta H = 213 \text{ kJ} \text{ y } \Delta S = 155 \text{ J.K}^{-1}.$$
 Determina:

- La energía libre de Gibbs a **25 °C**.
- ¿Es espontánea la reacción a **25 °C**?
- ¿A partir de qué temperatura es espontánea la reacción?

4. a) La relación entre la energía libre de Gibbs y la entalpía viene dada por la

28

relación: $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S$

$$\Delta G^\circ = 213 - 155 \cdot 10^{-3} \cdot 298$$

$$\Delta G^\circ = 166,81 \text{ kJ}$$

b) La espontaneidad de la reacción está ligada al signo de $\Delta G < 0$, luego no es espontánea, ya que es positiva ΔG

c) $T = (\Delta G - \Delta H) / \Delta S$

$$T = (0 - 213 \text{ kJ}) / (155 \cdot 10^{-3} \text{ kJ.K}^{-1})$$

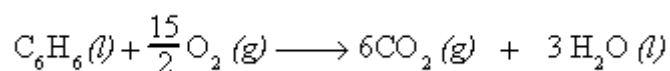
$$T = 1374,19 \text{ K}$$

Para $T > 1374,19 \text{ K}$ $\Delta G < 0$

Para valores por encima de **1374,19 K** será espontánea la reacción.

- 5.- Conocidos los calores de combustión del $\text{C (s)} = -94,05 \text{ kcal/mol}$, y el del $\text{H}_2 \text{ (g)} = -68,22 \text{ kcal/mol}$ y del benceno, $\text{C}_6\text{H}_6 \text{ (l)} = -781 \text{ kcal/mol}$, calcula la entalpía de formación del benceno ($\Delta H_f^\circ \text{ C}_6\text{H}_6$) a partir de sus elementos.

5. La reacción de combustión es:



$$\Delta H_{\text{Combustión}} = 6 \Delta H_f(\text{CO}_2\text{(g)}) + 3\Delta H_f(\text{H}_2\text{O(l)}) - \Delta H_f(\text{C}_6\text{H}_6 \text{ (l)})$$

$$\Delta H_f(\text{C}_6\text{H}_6 \text{ (l)}) = 6 \Delta H_f(\text{CO}_2\text{(g)}) + 3\Delta H_f(\text{H}_2\text{O(l)}) - \Delta H_{\text{Combustión}}$$

$$\Delta H_f(\text{C}_6\text{H}_6 \text{ (l)}) = [6 (-94,05) + 3 (-68,22) - (-781)] \text{ kJ. mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f(\text{C}_6\text{H}_6 \text{ (l)}) = +12,04 \text{ kJ/ mol}$$

- 6.- El manganeso metálico puede obtenerse, en estado sólido, por la reacción del óxido de manganeso (IV) con aluminio.

29

- a) Formula la reacción química del proceso.
b) Calcula el calor de reacción por cada mol de manganeso formado.

Datos: $\Delta H_f^\circ \text{ Al}_2\text{O}_3 \text{ (g)} = -1676 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ \text{ MnO}_2 \text{ (g)} = -521 \text{ kJ/mol}$.



b) $\Delta H_R = 2/3 \Delta H_f(\text{Al}_2\text{O}_3\text{(s)}) - \Delta H_f(\text{Mn O}_2 \text{ (s)})$

$$\Delta H_R = 2/3 (-1676 \text{ kJ mol}^{-1}) - (-521 \text{ kJ mol}^{-1})$$

Por cada mol de Mn que se forma $\Delta H_{\text{Reacción}} = -596,33 \text{ kJ/mol}$

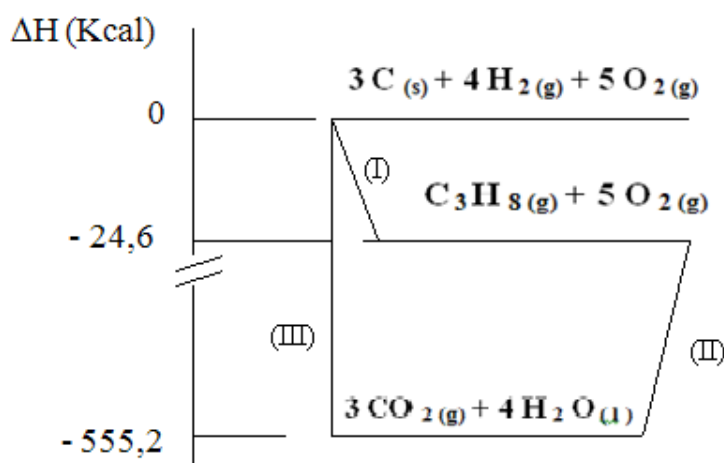
Unidad 4 "Termoquímica" B

Nombre.....Curso 2ºQuímica

1.- A partir del diagrama de la figura adjunta se desea saber, razonadamente:

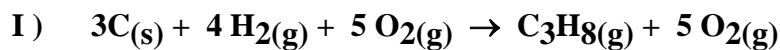
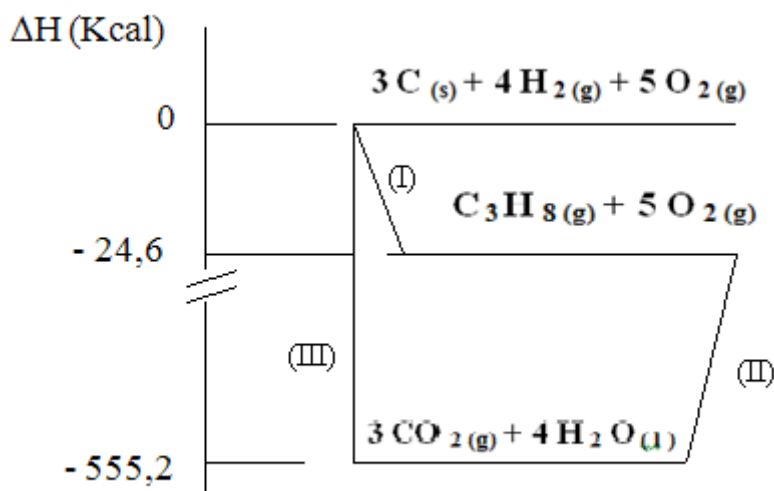
- a) ¿Cuáles de los procesos, **I**, **II** y **III** representan, respectivamente, la combustión del propano y la reacción de formación a presión constante de sus elementos?
- b) ¿Cuánto vale el calor de formación a presión constante (entalpía de formación) del propano a partir de sus elementos? ¿Es un proceso exotérmico ó endotérmico?
- c) Conociendo que el calor de combustión de 1mol de hidrógeno gas para dar agua líquida desprende **68,3 Kcal/mol**, ¿cuánto vale la entalpía de formación del **CO₂ (g)** a partir de sus elementos? ¿Es un proceso endotérmico ó exotérmico?
- d) Sabiendo que las entropías molares estándar de **C₃H₈ (g)**, **O₂ (g)**, **CO₂ (g)** y **H₂O (l)** son, respectivamente, **172**, **205**, **214** y **70 J.mol⁻¹.K⁻¹**,
Calcule si la reacción del proceso **II** será espontánea a **150°C**.

30

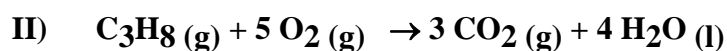


Solución Unidad 4 "Termoquímica" B

Del gráfico de la figura, obtenemos las ecuaciones termoquímicas de los tres procesos (I, II y III):



$$\Delta H_{\text{I}} = -24,6 \text{ Kcal}$$

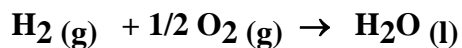


$$\Delta H_{\text{II}} = (-555,2) - (-24,6 \text{ Kcal}) = -530,6 \text{ Kcal}$$



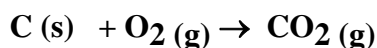
$$\Delta H_{\text{III}} = -555,2 - 0 = -555,2 \text{ Kcal}$$

IV) Reacción de combustión de un mol de $\text{H}_2(\text{g})$:



$$\Delta H_{\text{IV}} = -68,3 \text{ Kcal}$$

V) **Reacción de formación del CO₂ (g) a partir de sus elementos:**



$$\Delta H_f \text{ CO}_2 \text{ (g)} = \text{¿.....Kcal/mol?}$$

Respuestas:

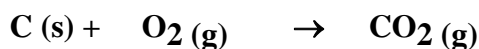
a) **La combustión del propano es el proceso II**

La reacción de formación es el proceso I

b) $\Delta H_f \text{ C}_3 \text{ H}_8 \text{ (g)} = - 24,6 \text{ Kcal / mol}$

Es un proceso Exotérmico, el calor se desprende, ya que cuando el calor sale del sistema, según los criterios de la IUPAC, es negativo.

c) **Para calcular la entalpía de la reacción (V)**

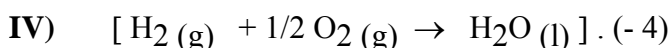
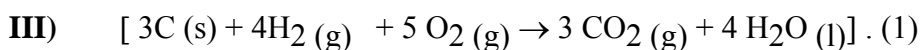


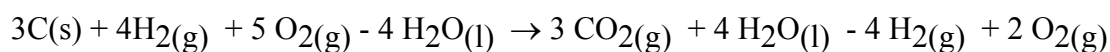
32

Aplicamos la ley de Hess y vemos que:

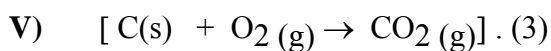
La reacción **III**, menos **cuatro veces** la reacción **IV**, (de formación de agua líquida), da lugar a la obtención de **tres veces** la reacción **V** (de formación del dióxido de carbono).

$$1. \text{ (III)} - 4. \text{ (IV)} = 3. \text{ (V)}$$





$3\text{C(s)} + 3 \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 3 \text{CO}_2 \text{ (g)}$ es decir, obtenemos tres veces la ecuación V.



EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

Para obtener **la entalpía de formación ΔH_f** del **CO_2 (g)** debemos hacer las mismas operaciones con sus respectivas entalpías:

$$\Delta H_{\text{III}} - 4 \Delta H_{\text{IV}} = 3 \Delta H_f \text{CO}_2 (\text{g})$$

$$(-555, 2) - 4 (-68, 3) = 3 \Delta H_f$$

$$-555, 2 + 273, 2 = 3 \Delta H_f$$

$$-282 = 3 \Delta H_f$$

$$\Delta H_f = -282/3 \text{ Kcal/mol}$$

$$\Delta H_f = -94 \text{ Kcal/mol}$$

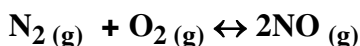
Unidad 5 "Cinética - Equilibrio Químico"

Nombre..... Curso 2ºQuímica

1. - En un recipiente se han introducido 2 moles de N_2O_4 y se ha alcanzado el equilibrio $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$ cuando la presión total es de **0,1 atm**.

Si, K_p vale **0,17 atm**, calcula: el **grado de disociación** del N_2O_4 y las **presiones parciales** de los dos gases en el equilibrio.

2. - Calcula el valor de K_p a **25 °C**, para la reacción:

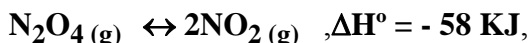


Si en condiciones estándar $\Delta G^\circ = + 173,1 \text{ KJ.mol}^{-1}$. ¿Cuánto valdrá K_c ?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm.L.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$. $R = 8,31 \text{ J. mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$. $1\text{atm}=101.300\text{Pa}$

34

3. - Dado el sistema en equilibrio:



Predice el sentido del desplazamiento del sistema al realizar cada una de estas variaciones:

(**D** hacia la derecha, **I** hacia la izquierda)

- a) Se añade algo de NO_2 a la mezcla, a temperatura y volumen constante.
- b) Disminuir la presión sobre el sistema aumentando el volumen del recipiente, a temperatura constante.
- c) Se calienta la mezcla a volumen constante
- d) Se agrega cierta cantidad de helio (**He**).

Razona las respuestas basándote en el principio de Le Chatelier y en el cociente de reacción.

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

4. - Indica si las siguientes afirmaciones son correctas ó falsas y razona la respuesta:

- a) Cuanta más alta es la energía de activación, a más velocidad sucede la reacción, ya que ésta será más exotérmica.
- b) Cuanto menor sea la energía de activación para una reacción, mayor será su velocidad
- c) En una reacción cuya entalpía fuese nula, un aumento en la temperatura no supondría una modificación en la velocidad de la reacción.
- d) Los factores que influyen sobre la constante de velocidad de una reacción son:
 - 1- La concentración de los reactivos.
 - 2- La temperatura,
 - 3- La naturaleza de la reacción,
 - 4- Uso de un catalizador.

Justifica la respuesta en cada caso.

Solución Unidad 5 “Cinética - Equilibrio Químico”

1. - En un recipiente se han introducido **2 moles** de N_2O_4 y se ha alcanzado el equilibrio $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$ cuando la presión total es de **0,1 atm**.

Si, K_p vale **0,17 atm**, calcula: el **grado de disociación** del N_2O_4 y las **presiones parciales** de los dos gases en el equilibrio.

1. -Hacemos una tabla, con los datos antes y después del equilibrio

	N_2O_4	NO_2
Moles iniciales, n_0	2	0
Cambios del número de moles para llegar al equilibrio	-x	+2x
Moles en equilibrio n	2-x	2x
Fracciones molares	$X(\text{N}_2\text{O}_4) = \frac{2-x}{(2-x)+2x} = \frac{2-x}{2+x}$	$X(\text{NO}_2) = \frac{2x}{(2-x)+2x} = \frac{2x}{2+x}$
Presiones parciales en el equilibrio	$P(\text{N}_2\text{O}_4) = P_T \cdot X(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,1 \cdot \frac{2-x}{2+x}$	$P(\text{NO}_2) = P_T \cdot X(\text{NO}_2) = 0,1 \cdot \frac{2x}{2+x}$

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

- Sustituimos en la expresión de K_p y obtenemos el valor de x :

$$K_p = P^2(\text{NO}_2) / P(\text{N}_2\text{O}_4) = [0,1 \cdot 2x/(2+x)]^2 / 0,1 \cdot (2-x)/(2+x) = 0,17$$

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

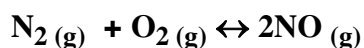
- El grado de disociación del N_2O_4 será: $\alpha = \Delta n / n_0 = x/2 = 1,09/2 = 0,55$

El grado de disociación del N_2O_4 α es del 55 %

Las presiones parciales en el equilibrio resultan:

$$P(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,029 \text{ atm} \quad P(\text{NO}_2) = 0,070 \text{ atm.}$$

2. - Calcula el valor de K_p a 25 °C, para la reacción:



Si en condiciones estándar $\Delta G^\circ = +173,1 \text{ KJ.mol}^{-1}$. ¿Cuánto valdrá K_c ?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm.L.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$. $R = 8,31 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$. $1\text{atm}=101.300\text{Pa}$

2. - De la expresión $\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$ despejamos $\ln K_p = \Delta G^\circ / -RT$

$$\ln K_p = 173,1 \cdot 10^3 \text{ J.mol}^{-1} / - (8,31 \text{ J.mol}^{-1} . \text{K}^{-1} . 298 \text{ K}) = -69,90 \Rightarrow K_p = e^{-69,90}$$

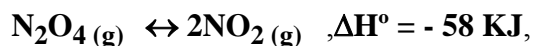
$$K_p = 4,39 \cdot 10^{-31}$$

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

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$ para calcular K_c , sustituiríamos $R = 8,31 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$, $T = 298 \text{ K}$,

$\Delta n = 0$, y el valor de $K_p = 4,39 \cdot 10^{-31}$, es decir, en esta reacción $K_c = K_p$.

3. - Dado el sistema en equilibrio:



Predice el sentido del desplazamiento del sistema al realizar cada una de estas variaciones:

(**D** hacia la derecha, **I** hacia la izquierda)

- a) Se añade algo de **NO₂** a la mezcla, a temperatura y volumen constante.
- b) Disminuir la presión sobre el sistema aumentando el volumen del recipiente, a temperatura constante.
- c) Se calienta la mezcla a volumen constante
- d) Se agrega cierta cantidad de helio (**He**).

Razona las respuestas basándote en el principio de Le Chatelier y en el cociente de reacción.

38

3. - a) Al aumentar **[NO₂]**, el sistema se desplaza en el sentido que consume **NO₂**, es decir, **hacia la izquierda**. $Q_c = [\text{NO}_2]^2 / [\text{N}_2\text{O}_4]$

Si aumenta **[NO₂]**, será $Q_c > K_c$

. Para que Q_c sea igual a K_c , debe aumentar el denominador, **[N₂O₄]**, para la cual el sistema se desplaza a la **izquierda**.

b) Una disminución de la presión supone una disminución del número de moléculas por unidad de volumen. El sistema contrarresta este efecto aumentando el número de moléculas por unidad de volumen, para lo cual se desplazará hacia la **derecha**.

$$Q_c = (\text{n}(\text{NO}_2) / V)^2 / \text{n}(\text{N}_2\text{O}_4) / V = \text{n}^2(\text{NO}_2) / \text{n}(\text{N}_2\text{O}_4) \cdot V$$

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

Si disminuye la presión, y al aumentar el volumen V , el cociente de reacción disminuiría, siendo $Q_c < K_c$. Para que llegue a ser $Q_c = K_c$, debe aumentar n (NO_2) es decir, debe desplazarse hacia **la derecha**.

c) Al aumentar la temperatura, el sistema contrarresta este efecto absorbiendo calor, es decir, haciendo la reacción endotérmica, por lo que se desplazará **hacia la derecha**, formándose NO_2 .

Como la reacción directa es endotérmica, una elevación de la temperatura aumenta el valor de K_c . Si asciende la temperatura, Q_c aumentará. Para que esto ocurra, debe aumentar $[\text{NO}_2]$, desplazándose el sistema **hacia la derecha**.

$$Q_c = [\text{NO}_2]^2 / [\text{N}_2\text{O}_4]$$

d) La adición de un gas inerte a la mezcla de reacción aumenta la presión total del sistema y disminuye la fracción molar del NO_2 y N_2O_4 , pero no modifica la concentración molar ni la presión parcial de los gases. En consecuencia, **no queda alterado el equilibrio**.

$$P_T = n_T \cdot R \cdot T / V$$

$$P(\text{N}_2\text{O}_4) = P_T \cdot X(\text{N}_2\text{O}_4) = (n_T \cdot R \cdot T / V) \cdot n(\text{N}_2\text{O}_4) / n_T = n(\text{N}_2\text{O}_4) \cdot R \cdot T / V$$

$$P(\text{NO}_2) = P_T \cdot X(\text{NO}_2) = (n_T \cdot R \cdot T / V) \cdot n(\text{NO}_2) / n_T = (n(\text{NO}_2) \cdot R \cdot T / V)$$

$$K_p = P^2(\text{NO}_2) / P(\text{N}_2\text{O}_4)$$

$$K_p = (n(\text{N}_2\text{O}_4) \cdot R \cdot T / V)^2 / (n(\text{NO}_2) \cdot R \cdot T / V)$$

$$K_p = (n(\text{N}_2\text{O}_4))^2 \cdot R \cdot T / n(\text{NO}_2) \cdot V$$

4. - Indica si las siguientes afirmaciones son correctas ó falsas y razona la respuesta:

- a) Cuanta más alta es la energía de activación, a más velocidad sucede la reacción, ya que ésta será más exotérmica.
- b) Cuanto menor sea la energía de activación para una reacción, mayor será su velocidad
- c) En una reacción cuya entalpía fuese nula, un aumento en la temperatura no supondría una modificación en la velocidad de la reacción.
- d) Los factores que influyen sobre la constante de velocidad de una reacción son:
- 1- La concentración de los reactivos.
 - 2- La temperatura,
 - 3- La naturaleza de la reacción,
 - 4- Uso de un catalizador.

Justifica la respuesta en cada caso.

4.- a) **Es falsa esta afirmación**

Teniendo en cuenta que la **ecuación de Arrhenius** relaciona la constante de velocidad, K , con la temperatura:

$$K = A \cdot e^{-E_a/RT}$$

A = Factor que tiene en cuenta la frecuencia de las colisiones en la reacción y cuyas unidades son las de la constante K . (cuando las moléculas son complejas, la orientación en que se produce la colisión también influye)

e = Número e , base de los logaritmos neperianos. (2,7182812....)

E_a = Energía de activación ($J \cdot mol^{-1}$)

R = Constante de los gases ($8,314 J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$)

T = Temperatura absoluta (K).

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

Al aumentar "La energía de activación", **disminuye** el valor de la constante de velocidad **K**, por lo que al ser la **ecuación de velocidad** o **ley de velocidad**

$v = K.[A]^x . [B]^y \dots$, **la velocidad disminuiría.**

b) Es verdadera.

Se ha visto el razonamiento en el apartado anterior, si al aumentar la Energía de activación la velocidad disminuye, al disminuir la Energía de activación la velocidad aumenta.

c) Es falsa.

$\Delta H = 0$, un aumento de temperatura, **no supondría** modificación en el estado de equilibrio, pero si influiría sobre la el valor de la constante de velocidad **K**,

$$K = A \cdot e^{-E_a/RT}$$

Al aumentar T, aumenta el denominador, disminuye el valor de la fracción y al ser la fracción negativa, el valor de la potencia aumenta, es decir K aumenta por lo que al ser la ecuación de velocidad o ley de velocidad $v = K.[A]^x . [B]^y \dots$, **la velocidad aumentaría.**

d) 1.- Si, influiría sobre la A de la ecuación **de Arrhenius**, pues puede influir sobre el número de choques..

2.- Si, Teniendo en cuenta que la **ecuación de Arrhenius** relaciona la constante de velocidad, K, con la temperatura:

$$K = A \cdot e^{-E_a/RT}$$

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

A = Factor que tiene en cuenta la frecuencia de las colisiones en la reacción y cuyas unidades son las de la constante **K**. (cuando las moléculas son complejas, la orientación en que se produce la colisión también influye)

e = Número **e**, base de los logaritmos neperianos.(2,7182812....)

E_a = Energía de activación(J.mol⁻¹)

R = Constante de los gases(8,314 J.K⁻¹.mol⁻¹)

T = Temperatura absoluta(K).

3.- Porque, según las sustancias que reaccionen, la reacción será más ó menos fácil, por ejemplo, las sustancias iónicas son mas fáciles de romper sus enlaces para que reaccionen, que algunas sustancias covalentes cuyos enlaces necesitan mucha energía para romperlos y así poder reaccionar...

4.- Si, pues varía la **E_a**, y este factor afecta al valor de **K**.

Unidad 6 “Reacciones Ácido-Base”

Nombre.....Curso 2º Química

1.- Se disuelven **10,7 g** de cloruro de amonio (**NH₄Cl**) en agua hasta completar **2 litros** de disolución.

a) Razonar si el pH será ácido o básico.

b) Calcular el **pH**

c) Calcular el grado de hidrólisis de la disolución resultante.

Datos: Para el amoniaco **K_b=1,8.10⁻⁵**.

Masas atómicas en **uma** : **H=1; Cl=35,5 ; N= 14.**

2.- Calcular el volumen de disolución de **KOH**, que necesitaríamos para neutralizar la disolución formada con **19,60 gramos** de **H₂SO₄** que ocupa un volumen de **1600 cm³**. La disolución de **KOH**, se preparó añadiendo agua a **45 gramos** de **KOH** hasta obtener un volumen de **2 litros** de disolución.

Datos: Masas atómicas en **uma**: **K=39; H=1; O=16; S=32.**

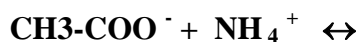
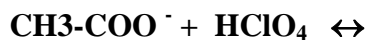
3.- Teniendo en cuenta que el ácido fluorhídrico (**HF**) es un ácido débil, cuya constante de disociación vale **K_a=10^{-3,2}**, calcula en qué volumen de disolución deben estar contenidos **4 gramos** de dicho ácido para que el **pH sea 2,1**. ¿Cuál sería el grado de disociación de dicho ácido? Si esos cuatro gramos estuviesen contenidos en **10 litros** de disolución, ¿cuál sería el pH y el grado de disociación de la nueva disolución?

Datos: Masas atómicas en **uma**: **F=19; H=1.**

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

4.-Dada la tabla siguiente, completa:

a) Las siguientes reacciones que tienen lugar en medio acuoso, justificando **si** están o **no** desplazadas a la derecha:



b) Los pares conjugados, tanto de ácidos como de bases, según la teoría de Bronsted-Lowry.

A	B		A	B	
Ácido	Base conjugada	K_a	Ácido	Base conjugada	K_a
HClO_4				HCO_3^-	$4,3 \cdot 10^{-7}$
H_3O^+		55,5	HSO_3^-		$1,0 \cdot 10^{-7}$
HSO_4^-		$1,5 \cdot 10^{-2}$		NH_3	$5,6 \cdot 10^{-10}$
	F^-	$3,5 \cdot 10^{-4}$	HCO_3^-		$5,6 \cdot 10^{-11}$
$\text{CH}_3\text{-COOH}$		$1,8 \cdot 10^{-5}$	H_2O		$1,8 \cdot 10^{-16}$

Solución Unidad 6 “Reacciones Ácido-Base”

1.- Se disuelven **10,7 g** de cloruro de amonio (**NH₄Cl**) en agua hasta completar **2 litros** de disolución.

a) Razonar si el pH será ácido o básico.

b) Calcular el **pH**

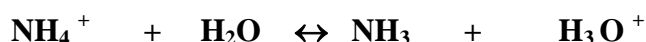
c) Calcular el grado de hidrólisis de la disolución resultante.

Datos: Para el amoniaco **K_b=1,8.10⁻⁵**.

Masas atómicas en **uma: H=1; Cl=35,5; N= 14.**

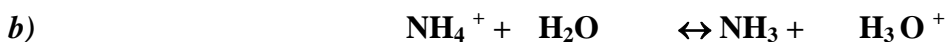
a) Al disolverse la sal en agua, como es una sustancia iónica, se separan los iones que la forman, el anión **Cl⁻** y el catión **NH₄⁺** de estos dos iones solo se hidroliza el ión amonio, pues es el ácido conjugado de una base débil, el amoniaco, mientras que el anión cloruro es la base conjugada de un ácido fuerte el ácido clorhídrico y no se hidroliza.

La única reacción apreciable sería:



45

El ión amonio al actuar como ácido desprende protones, quedando un pH ácido, es decir menor de 7.



En el equilibrio
$$c(1-\alpha) \qquad c\alpha \qquad c\alpha$$

$$K_a = (c\alpha)^2 / c - c\alpha$$

Hacemos que la concentración de protones sea igual a **x**:

Como $[\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha = x$, queda la siguiente expresión de la constante de equilibrio:

$$K_a = x^2 / c - x$$

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

$$K_a = 10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_a = 5,555555 \cdot 10^{-10}$$

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

Vamos a calcular la concentración de la sal, por lo que primero averiguamos cuántos moles de cloruro amónico hay en **10,7 g**, y después lo dividiremos por el volumen de la disolución en litros:

$$\mathbf{n^{\circ} \text{ moles} = \text{gramos de sal} / \text{M sal}}$$

$$\text{Peso molecular de la sal (M)} = \text{Peso de } \mathbf{1 \text{ Cl}} + \text{Peso de } \mathbf{4 \text{ H}} + \text{Peso de } \mathbf{1 \text{ N}}$$

$$\text{Peso molecular de la sal (M)} = \mathbf{35,5 + 4 \cdot 1 + 14}$$

$$\text{Peso molecular de la sal (M)} = \mathbf{53,5 \text{ uma}}$$

$$\mathbf{n^{\circ} \text{ moles} = 10,7 / 53,5}$$

$$\mathbf{n^{\circ} \text{ moles} = 0,2}$$

$$\mathbf{c = 0,2 / 2} \qquad \mathbf{c = 0,1 \text{ moles/L}} \qquad \mathbf{c = 0,1 \text{ M}}$$

Sustituyendo los valores conocidos en la expresión de la constante ácida, obtenemos la expresión:

$$\mathbf{K_a = x^2 / c - x} \qquad \mathbf{5,555555 \cdot 10^{-10} = x^2 / 0,1 - x}$$

Simplificamos puesto que El valor de **x** es mucho más pequeño que 0,1,

$$\mathbf{x \ll 0,1} \qquad \mathbf{0,1 - x \simeq 0,1}$$

$$\mathbf{5,555555 \cdot 10^{-10} = x^2}$$

$$\mathbf{(5,555555 \cdot 10^{-10})^{1/2} = x}$$

$$\mathbf{x = 2,357022604 \cdot 10^{-5}}$$

$$\mathbf{[H_3O^+]} = c \alpha = \mathbf{2,357022604 \cdot 10^{-5}}$$

$$\mathbf{pH = -\log 2,357022604 \cdot 10^{-5}}$$

$$\mathbf{pH = 4,627636253}$$

$$\mathbf{c \alpha = 2,357022604 \cdot 10^{-5}}$$

$$\mathbf{0,1 \cdot \alpha = 2,357022604 \cdot 10^{-5}}$$

$$\mathbf{\alpha = 2,357022604 \cdot 10^{-4}}$$

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

2.- Calcular el volumen de disolución de **KOH**, que necesitaríamos para neutralizar la disolución formada con **19,60 gramos** de **H₂SO₄** que ocupa un volumen de **1600 cm³**. La disolución de **KOH**, se preparó añadiendo agua a **45 gramos** de **KOH** hasta obtener un volumen de **2 litros** de disolución.

Datos: Masas atómicas en **uma: K=39; H=1; O=16; S=32.**

Calculamos los moles de cada uno de los compuestos, dividiendo los gramos por su peso molecular

n° moles = gramos de compuesto / M compuesto

$$M_{\text{KOH}} = 19 + 16 + 1$$

$$M_{\text{KOH}} = 36 \text{ uma}$$

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16$$

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98$$

$$n^\circ \text{ moles}_{\text{KOH}} = 45 / 36$$

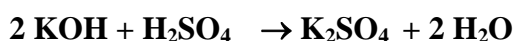
$$n^\circ \text{ moles}_{\text{KOH}} = 1,25$$

$$n^\circ \text{ moles}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 19,60/98$$

$$n^\circ \text{ moles}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,2$$

$$\text{Concentración de KOH} = 1,25\text{mol} / 2\text{L}$$

$$\text{Concentración de KOH} = 0,625 \text{ M}$$



2 moles KOH ----- reaccionan con ----- **1 mol de H₂SO₄**

x moles KOH ----- reaccionan con ----- **0,2mol de H₂SO₄**

$$x = 2 \cdot 0,2 / 1 \quad x = 0,4 \text{ moles de KOH se necesitan}$$

Como la concentración de KOH es 0,625 M

$$c = n^\circ \text{ moles} / V(\text{L})$$

$$0,625 \text{ M} = 0,4 \text{ mol} / V(\text{L})$$

$$V(\text{L}) = 0,4 \text{ mol} / 0,625 \text{ M}$$

$$V(\text{L}) = \mathbf{0,64 \text{ L}}$$

Otra manera de resolverlo:

Nº equivalentes de base = nº equivalentes de ácido

Nº equivalentes = gramos / peso equivalente

Peso equivalente = peso molecular / valencia

Valencia del ácido = nº de H sustituibles

Valencia de la base = nº OH que posee (ó nº de H⁺ que coge)

Peso equivalentes de KOH = 36/1

Nº equivalentes de KOH = 45/36

Nº equivalentes de KOH = 1,25

V(L) de KOH = 2

N = nº equivalentes / V(L)

48

Normalidad de KOH = 1,25 equivalentes / 2L

N_{KOH} = 0,625

Nº equivalentes = V(L) · N

Peso equivalentes de H₂SO₄ = 98 / 2

Peso equivalentes de H₂SO₄ = 49

Nº equivalentes de H₂SO₄ = 19,6 / 49

Nº equivalentes de H₂SO₄ = 0,4

V(L) de H₂SO₄ = 1,6

N = nº equivalentes / V(L)

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

Normalidad del $\text{H}_2\text{SO}_4 = 0,4$ equivalentes /1,6 L

$$N_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,25$$

$$N^\circ \text{ equivalentes} = V(\text{L}) \cdot N$$

En la reacción se han neutralizado 0,4 equivalentes de H_2SO_4 , luego han reaccionado con 0,4 equivalentes de KOH.

$$N^\circ \text{ equivalentes} = V(\text{L}) \cdot N$$

$$0,4 = V(\text{L}) \cdot 0,625$$

$$V(\text{L}) = 0,4/0,625$$

$V(\text{L}) = 0,64\text{L}$ de KOH han reaccionado

$$\text{Comprobación} \quad V_1 \cdot N_1 = V_2 \cdot N_2$$

$$N_{\text{KOH}} = 0,625$$

$$N_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,25$$

$$V_{\text{KOH}} = 0,64 \text{ L}$$

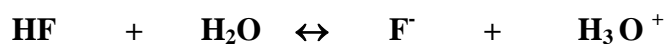
$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1,6 \text{ L} \quad V_1 \cdot N_1 = V_2 \cdot N_2$$

$$0,64 \cdot 0,625 = 1,6 \cdot 0,25 \quad 0,4 = 0,4 \text{ Correcto}$$

3.- Teniendo en cuenta que el ácido fluorhídrico (**HF**) es un ácido débil, cuya constante de disociación vale $K_a = 10^{-3,2}$, calcula en qué volumen de disolución deben estar contenidos **4 gramos** de dicho ácido para que el **pH sea 2,1**. ¿Cuál sería el grado de disociación de dicho ácido? Si esos cuatro gramos estuviesen contenidos en **10 litros** de disolución, ¿cuál sería el pH y el grado de disociación de la nueva disolución?

Datos: Masas atómicas en **uma: F=19; H=1.**

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES



En el equilibrio $c(1-\alpha)$ $c\alpha$ $c\alpha$

$$K_a = (c\alpha)^2 / c - c\alpha$$

Hacemos que la concentración de protones sea igual a x :

Como $[\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha = x$, queda la siguiente expresión de la constante de equilibrio:

$$K_a = x^2 / c - x$$

$$K_a = 10^{-3,2}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = 2,1$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha = x = 10^{-2,1}$$

Sustituyendo los valores conocidos, calculamos la concentración (c)

50

$$10^{-3,2} = (10^{-2,1})^2 / c - 10^{-2,1}$$

$$c \cdot 10^{-3,2} - 10^{-3,2} \cdot 10^{-2,1} = (10^{-2,1})^2$$

$$c \cdot 10^{-3,2} = 10^{-3,2} \cdot 10^{-2,1} + (10^{-2,1})^2$$

$$c \cdot 10^{-3,2} = 10^{-5,3} + 10^{-4,2}$$

$$c = (10^{-5,3} + 10^{-4,2}) / 10^{-3,2}$$

$$c = 6,810760678 \cdot 10^{-5} / 6,309573445 \cdot 10^{-4}$$

$$c = \mathbf{0,1079432823 \text{ M}}$$

$$c = n^\circ \text{ moles} / V(L)$$

$$n^\circ \text{ moles} = \text{gramos} / \text{Peso molecular}(M)$$

$$\text{Peso molecular}(M) = 19 + 1$$

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

$$\text{Peso molecular (M)} = 20$$

$$n^{\circ} \text{ moles} = 4 / 20$$

$$n^{\circ} \text{ moles} = 0,2$$

$$0,1079432823 = 0,2 / V(L)$$

$$V(L) = 0,2 / 0,1079432823$$

$V(L) = 1,852824889$ L de disolución conteniendo los 4 gramos

$$c \alpha = 10^{-2,1}$$

$$c = 0,1079432823$$

$$\alpha = 10^{-2,1} / 0,1079432823$$

$$\alpha = \mathbf{0,0735875561}$$

51

b) Si los 4 gramos de ácido estuviesen contenidos en 10L, la concentración sería

$$c = 0,2 / 10$$

$$c = 0,02 \text{ M}$$



En el equilibrio $\mathbf{c(1-\alpha)}$ $\mathbf{c \alpha}$ $\mathbf{c \alpha}$

$$\mathbf{K_a} = (\mathbf{c \alpha})^2 / \mathbf{c - c \alpha}$$

Hacemos que la concentración de protones sea igual a \mathbf{x} :

Como $[\text{H}_3\text{O}^+] = c \alpha = x$, queda la siguiente expresión de la constante de equilibrio:

$$K_a = x^2 / c - x$$

$$K_a = 10^{-3,2}$$

$$c = 0,02 \text{ M}$$

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

Sustituyendo los valores conocidos, calculamos la concentración de protones (x)

$$K_a = x^2 / c - x$$

$$10^{-3,2} = x^2 / 0,02 - x$$

$$0,02 \cdot 10^{-3,2} - 10^{-3,2} x = x^2$$

$$x^2 + 10^{-3,2} x - 0,02 \cdot 10^{-3,2} = 0$$

$$x = \left((-10^{-3,2}) + \left[(10^{-3,2})^2 + 4 \cdot 0,02 \cdot (10^{-3,2}) \right]^{1/2} \right) / 2$$

$$x = \frac{1}{2} \cdot \left(-6,309573445 \cdot 10^{-4} + \left[(10^{-3,2})^2 + 4 \cdot 0,02 \cdot (10^{-3,2}) \right]^{1/2} \right)$$

$$x = 6,501692565 \cdot 10^{-3} / 2$$

$$x = 3,250846283 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log 3,250846283 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = 2,488003566$$

$$\alpha = [\text{H}_3\text{O}^+] / c$$

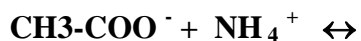
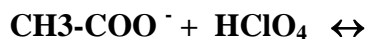
$$\alpha = 3,250846283 \cdot 10^{-3} / 0,02$$

$$\alpha = \mathbf{0,1625423142}$$

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

4.-Dada la tabla siguiente, completa:

a) Las siguientes reacciones que tienen lugar en medio acuoso, justificando **si** están o **no** desplazadas a la derecha:



b) Los pares conjugados, tanto de ácidos como de bases, según la teoría de Bronsted-Lowry.

A	B		A	B	
Ácido	Base conjugada	K_a	Ácido	Base conjugada	K_a
HClO_4				HCO_3^-	$4,3 \cdot 10^{-7}$
H_3O^+		55,5	HSO_3^-		$1,0 \cdot 10^{-7}$
HSO_4^-		$1,5 \cdot 10^{-2}$		NH_3	$5,6 \cdot 10^{-10}$
	F^-	$3,5 \cdot 10^{-4}$	HCO_3^-		$5,6 \cdot 10^{-11}$
$\text{CH}_3\text{-COOH}$		$1,8 \cdot 10^{-5}$	H_2O		$1,8 \cdot 10^{-16}$

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

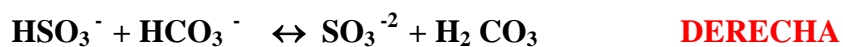
4.-Dada la tabla siguiente, completa:

b) Los pares conjugados, tanto de ácidos como de bases, según la teoría de Bronsted-Lowry.

A Ácido	B Base conjugada	K_a	A Ácido	B Base conjugada	K_a
HClO_4	ClO_4^-		H_2CO_3	HCO_3^-	$4,3 \cdot 10^{-7}$
H_3O^+	H_2O	55,5	HSO_3^-	SO_3^{2-}	$1,0 \cdot 10^{-7}$
HSO_4^-	SO_4^{2-}	$1,5 \cdot 10^{-2}$	NH_4^+	NH_3	$5,6 \cdot 10^{-10}$
HF	F^-	$3,5 \cdot 10^{-4}$	HCO_3^-	CO_3^{2-}	$5,6 \cdot 10^{-11}$
$\text{CH}_3\text{-COOH}$	$\text{CH}_3\text{-COO}^-$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	H_2O	OH^-	$1,8 \cdot 10^{-16}$

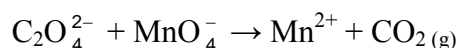
54

a) Las siguientes reacciones que tienen lugar en medio acuoso, justificando **si** están o **no** desplazadas a la derecha: Miramos los valores de K_a , la mayor actúa como Ácido.



Unidad 7 “Reacciones REDOX”**Nombre.....2º Química**

1. Los potenciales de reducción estándar de los electrodos Fe^{2+}/Fe y Ag^+/Ag son, respectivamente, $E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ V}$ y $E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0,80 \text{ V}$. Indicar, justificando brevemente la respuesta:
- ¿Cuál es el potencial estándar de la pila formada con estos dos electrodos?
 - ¿Qué reacciones se producen en los electrodos de esta pila?
 - Identificar el ánodo y el cátodo de la pila.
2. La valoración en medio ácido de 50,0 mL de una disolución saturada de oxalato de sodio, requiere 24,0 mL de permanganato de potasio 0,023 M. Sabiendo que la reacción que se produce es:



- Calcular los gramos de oxalato de sodio que habrá en 1,0 litros de la disolución saturada.
 - Calcular el volumen de CO_2 producido durante la valoración si se trabaja a 25 °C y 1 atm.
- Datos: Masas atómicas: C = 12; O = 16; Na = 23. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
3. El cloro es un gas muy utilizado en la industria química, por ejemplo, como blanqueador de papel o para obtener artículos de limpieza. Se puede obtener según la reacción:



Se quieren obtener 42,6 g de cloro y se dispone de ácido clorhídrico 5,0 M y de óxido de manganeso (IV).

- Ajustar la reacción por el método del ion-electrón.
- Calcular el volumen de la disolución de ácido clorhídrico y la masa mínima de óxido de manganeso (IV) que se necesitan para obtener los 42,6 g de cloro.

Datos: Masas atómicas: Cl = 35,5; Mn = 55; H = 1; O = 16

EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

4. El principal método de obtención del aluminio comercial es la electrolisis de las sales de Al^{3+} fundidas:
- ¿Cuántos culombios deben pasar a través del fundido para depositar 1 kg de aluminio?
 - Si una célula electrolítica industrial de aluminio opera con una intensidad de corriente de 40.000 A, ¿cuánto tiempo será necesario para producir 1 kg de aluminio?

Datos: Faraday = 96.500 C. Masa atómica: Al = 27.

5. **Ajustar** las siguientes reacciones, indicando quién es **el oxidante** y **el reductor** en cada una de ellas y **el equivalente gramo de los oxidantes**:
- Oxidación de NH_3 a NO por oxígeno molecular (en la reacción el O_2 se reduce a agua)
 - Reacción del H_2S con dióxido de azufre, para dar azufre y agua.
 - $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Datos: Masas atómicas en **uma**: Mn = 54,9; N = 14; O = 16; H = 1; K = 39; S = 32

6. Representa la pila voltaica formada por un electrodo de cinc en una disolución de ZnSO_4 1,0M y un electrodo de plata en disolución de AgNO_3 1,0M. Las disoluciones están a 25°C. Determina cuál es el ánodo y cuál es el cátodo, escribe las reacciones de la pila, indica el sentido de flujo de los electrones, la notación abreviada de la pila y calcula la **fem** estándar de la pila.

Datos: Ag^+/Ag $E^\circ = 0,80\text{V}$ Zn^{2+}/Zn $E^\circ = -0,76\text{V}$

7. a) Dibuja el diagrama de la pila que se puede construir a partir del siguiente proceso redox:
(0,2 ptos) $\text{Al}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$
- b) Indica la polaridad de los electrodos y como son las reacciones que ocurren en los mismos. (0,3 ptos)
- c) Realiza un dibujo de la pila, señalando el **movimiento de iones** y **electrones** cuando la pila está en funcionamiento. (0,2 ptos)
- d) Calcula la **E° pila**. (0,2 ptos)
- e) ¿Cuánto tiempo tardará en depositarse en el cátodo 2,542 g de $\text{Cu}(\text{s})$ y qué cantidad de Aluminio habrá reaccionado en el ánodo si ha circulado una corriente constante de 8,0 A?
(0,6 ptos)

Datos: Masas atómicas en **uma**: Cu= 63,55; Al=26,38

$E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34\text{V}$, $E^\circ \text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1,67\text{V}$; 1Faraday = 96500C

Solución Unidad 7 “Reacciones REDOX”

Nombre.....2º Química

1. Los potenciales de reducción estándar de los electrodos Fe^{2+}/Fe y Ag^+/Ag son, respectivamente, $E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ V}$ y $E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0,80 \text{ V}$.

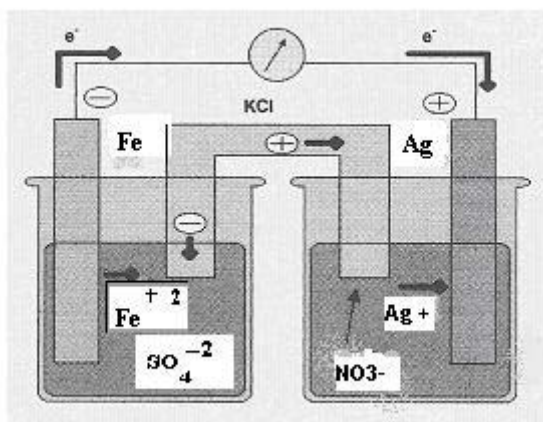
Indicar, justificando brevemente la respuesta: (0,5 pts/cada apartado correcto)

- ¿Cuál es el potencial estándar de la pila formada con estos dos electrodos: el electrodo de Fe en una disolución de FeSO_4 1,0M y el electrodo de plata en disolución de AgNO_3 1,0M?
- Identificar el ánodo y el cátodo de la pila e indica qué reacciones se producen en cada uno, así como su polaridad.
- Realiza un dibujo de la pila, señalando el movimiento de iones y electrones cuando la pila está en funcionamiento.
- Escribe la notación abreviada de la pila

57

Solución:

- Representa la pila voltaica, indicando el sentido de circulación de los electrones, formada por los electrodos Ag^+/Ag y Fe^{2+}/Fe .

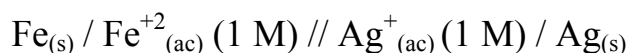


b) Escribe las correspondientes semirreacciones indicando si se producen en el ánodo ó en el cátodo y la polaridad de los electrodos.

Ánodo (-) Se produce la Oxidación: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{+2} + 2 \text{e}^-$

Cátodo (+) Se produce la Reducción: $\text{Ag}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$

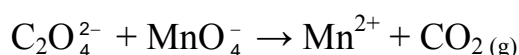
d) Notación abreviada de la pila en condiciones estándar.



a) Calcula la fem estándar de la pila.

$$E_{\text{Pila}} = 0,80 - (- 0,44) = 1,24 \text{ V}$$

2. La valoración en medio ácido clorhídrico de 50,0 mL de una disolución saturada de oxalato de sodio, requiere 24,0 mL de permanganato de potasio 0,023M. Sabiendo que la reacción que se produce es:



a) Calcular los gramos de oxalato de sodio que habrá en 1,0 de la disolución saturada.

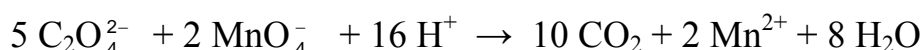
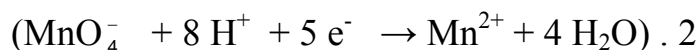
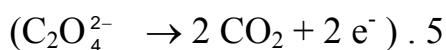
b) Calcular el volumen de CO_2 producido durante la valoración si se trabaja a 25°C y 1 atm.

Datos:

Masas atómicas: C = 12; O = 16; Na = 23. R = $0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

SOLUCIÓN:

Ajustamos la reacción:



Averiguamos los moles de permanganato que reaccionan:

$$V(L). M = n^{\circ} \text{ moles}$$

n° moles de permanganato = 0,024 L de permanganato de potasio.

$$0,023M = 5,52 \cdot 10^{-4} \text{ moles KMnO}_4$$

$$5,52 \cdot 10^{-4} \text{ moles KMnO}_4 \cdot 5 \text{ mol de Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 / 2 \text{ mol de KMnO}_4 = 1,38 \cdot 10^{-3}$$

$\text{mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ estos se encuentran en un volumen de 50mL, es decir

$$\text{su concentración será de } = 1,38 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 / 0,05 \text{ L} = 0,0276 \text{ M}$$

a) En un litro de disolución hay 0,0276 mol $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, multiplicando por el peso molecular obtenemos los gramos de oxalato de sodio que habrá en 1,0 litros de la disolución saturada.

b) $5,52 \cdot 10^{-4} \text{ mol KMnO}_4 \cdot 10 \text{ mol CO}_2 / 2 \text{ mol KMnO}_4 = 2,76 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}_2$

$$P.V = n RT \quad 1. V = 2,76 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 298$$

$$V = 6,744336 \cdot 10^{-2} \text{ L de CO}_2 \text{ en condiciones standar}$$

3. El cloro es un gas muy utilizado en la industria química, por ejemplo, como blanqueador de papel o para obtener artículos de limpieza. Se puede obtener según la reacción:



Se quieren obtener 42,6 g de cloro y se dispone de ácido clorhídrico 5,0M y de óxido de manganeso (IV).

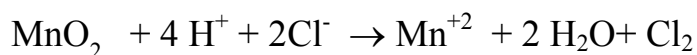
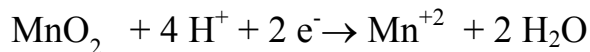
a) Ajustar la reacción por el método del ion-electrón.

b) Calcular el volumen de la disolución de ácido clorhídrico y la masa mínima de óxido de manganeso (IV) que se necesitan para obtener los 42,6 g de cloro.

Datos: Masas atómicas: Cl = 35,5; Mn = 55; H = 1; O = 16

SOLUCIÓN:

a) Ajustamos la reacción por el método del ion-electrón:

b) 42,6 **g de cloro** . 1mol Cl_2 / 71 **g cloro**. 4 mol HCl / 1mol Cl_2 . 1L**disolución HCl / 5 mol HCl = 0,482253 L de disolución HCl**42,6 **g de cloro** . 1mol Cl_2 / 71 **g cloro**. 1 mol MnO_2 / 1 mol Cl_2 .(55+32) **g MnO₂** / 1 mol MnO_2 = **52,2 g MnO₂**

60

4. El principal método de obtención del aluminio comercial es la electrolisis de las sales de Al^{3+} fundidas:a) ¿Cuántos culombios deben pasar a través del fundido para depositar **0.81 kg** de aluminio?b) Si una célula electrolítica industrial de aluminio opera con una intensidad de corriente de 40.000A, ¿cuánto tiempo será necesario para producir **0.81 kg** de aluminio?

Datos: Faraday = 96.500C. Masa atómica: Al = 27.

Solución:

n ° moles= gramos Al /M del Al

n = 810 g de Al/ 27 = 30 moles de Al

$$1 \text{ mol de Al} \text{-----} 3 \text{ Faraday} \text{-----} 3 \cdot 96500 \text{C}$$

$$30 \text{ moles de Al} \quad \text{-----} x \text{ C}$$

$$x = 30 \cdot 289500/1$$

$$x = 8685000 \text{ C}$$

$$q = I \cdot t \quad t = q/I \quad t = 8685000 / 40.000$$

$$t = 217,125 \text{ s tardan en depositarse los } 0.81 \text{ kg de Al}$$

5. **Ajustar** las siguientes reacciones, indicando quién es **el oxidante** y **el reductor** en cada una de ellas y **el equivalente gramo de los oxidantes**:

a) Oxidación de NH_3 a NO por oxígeno molecular (en la reacción el O_2 se reduce a agua)

b) Reacción del H_2S con dióxido de azufre, para dar azufre y agua.

c) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

61

Datos de Masa atómica (uma):

Mn = 54,9; N = 14; O = 16; H = 1; K = 39; S = 32

SOLUCIÓN:

a) $2\text{NH}_3 + 5/2 \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO} + 3 \text{H}_2\text{O}$

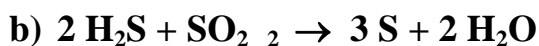
Reductor: NH_3

Oxidante: O_2

Equivalente gramo = Peso molecular/ $n^\circ e^-$ que coge

Equivalente gramo del oxidante (O_2) = $2 \cdot 16 / 4$

Equivalente gramo del oxidante (O_2) = 8 g de O_2



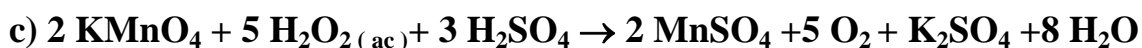
Reductor: H_2S

Oxidante: SO_2

Equivalente gramo = Peso molecular/ n° e⁻ que coge

$$\text{Equivalente gramo} = (32 + 2 \cdot 16)/4$$

$$\text{Equivalente gramo del oxidante (O}_2\text{)} = 16 \text{ g SO}_2$$



Reductor: H_2O_2

Oxidante: KMnO_4

Equivalente gramo = Peso molecular/ n° e⁻ que coge

62

$$\text{Equivalente gramo del Oxidante (KMnO}_4\text{)} = (39 + 4 \cdot 16 + 54,9)/5$$

$$\text{Equivalente gramo del Oxidante (KMnO}_4\text{)} = 157,9/5$$

$$\text{Equivalente gramo del Oxidante (KMnO}_4\text{)} = 31,58 \text{ g de KMnO}_4$$

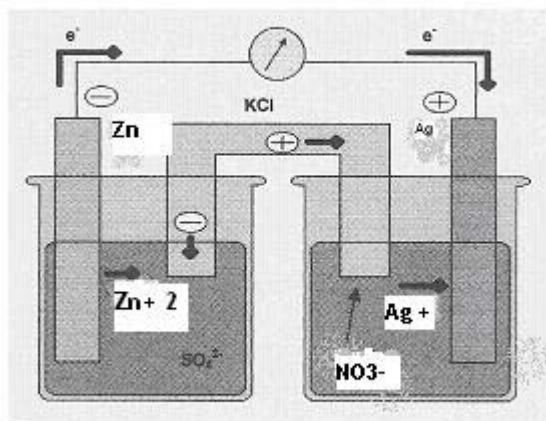
6. Representa la pila voltaica formada por un electrodo de cinc en una disolución de ZnSO_4 1,0M y un electrodo de plata en disolución de AgNO_3 1,0M. Las disoluciones están a 25°C. Determina cuál es el ánodo y cuál es el cátodo, escribe las reacciones de la pila, indica el sentido de flujo de los electrones, la notación abreviada de la pila y calcula la **fem** estándar de la pila.

$$\text{Datos: Ag}^+/\text{Ag } E^\circ = 0,80\text{V}$$

$$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn } E^\circ = -0,76 \text{ V}$$

6. Solución:

Representa la pila voltaica, indicando el sentido de circulación de los electrones, formada por los electrodos Ag^+/Ag y Zn^{2+}/Zn .

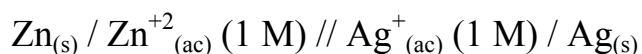


Escribe las correspondientes semirreacciones indicando si se producen en el ánodo ó en el cátodo y la polaridad de los electrodos.

Ánodo (-) Se produce la Oxidación: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$

Cátodo (+) Se produce la Reducción: $\text{Ag}^+ + 1 e^- \rightarrow \text{Ag}$

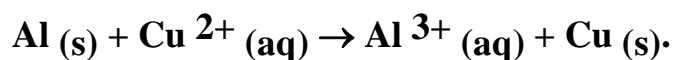
Notación abreviada de la pila en condiciones estándar.



Calcula la **fem** estándar de la pila.

$$E_{\text{Pila}} = 0,80 - (- 0,76) = 1,56 \text{ V}$$

7. a) Dibuja el diagrama de la pila que se puede construir a partir del siguiente proceso Red-Ox: (0,2 ptos)



b) Indica la polaridad de los electrodos y como son las reacciones que ocurren en los mismos. (0,3 ptos)

c) Realiza un dibujo de la pila, señalando el **movimiento** de **iones** y **electrones** cuando la pila está en funcionamiento. (0,2 ptos)

d) Calcula la E°_{pila} . (0,2 ptos)

e) ¿Cuánto tiempo tardará en depositarse en el cátodo 2,542 g de $\text{Cu}_{(s)}$ y qué cantidad de Aluminio habrá reaccionado en el ánodo si ha circulado una corriente constante de 8,0 A? (0,6 ptos)

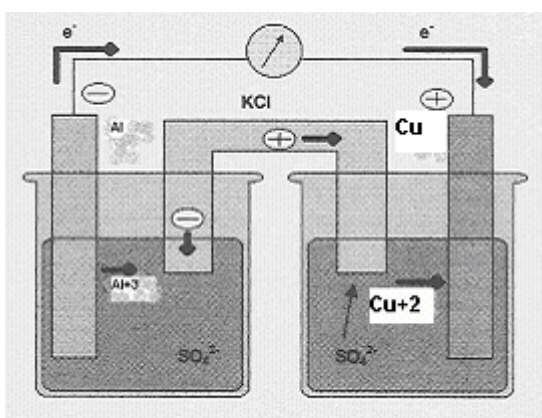
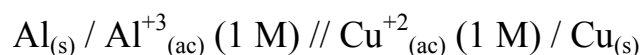
Datos: Masas atómicas en uma: Cu= 63,55; Al=26,38

$E^\circ_{\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}} = 0,34 \text{ V}$, $E^\circ_{\text{Al}^{3+} / \text{Al}} = - 1,67 \text{ V}$;

$1\text{Faraday} = 96500\text{C}$

64

7. Diagrama abreviado de la pila en condiciones estándar.



EXÁMENES CURSOS ANTERIORES - SOLUCIONES

La polaridad de los electrodos y las correspondientes semirreacciones en el ánodo ó en el cátodo.

Ánodo (-) Se produce la Oxidación: $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{+3} + 3 \text{e}^-$

Cátodo (+) Se produce la Reducción: $\text{Cu}^{+2} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

La **fem** estándar de la pila.

$$E_{\text{Pila}} = 0,34 - (- 1,67) = 2,01 \text{ V}$$

La cantidad de corriente que debe pasar para depositar 2,542 g de $\text{Cu}_{(s)}$ es de:

$$2,542 \text{ g Cu. } (1\text{mol Cu/ } 63,55 \text{ g Cu}).(2 \text{ F/1mol Cu}).(96500 \text{ C/1 F}) =$$

$$7720 \text{ C}$$

$$Q = I. t$$

$$7720 \text{ C} = 8 \text{ A.t}$$

$$t = 7720/8$$

$$t = 965 \text{ s}$$

Tarda 965 segundos en depositarse los 2,542 g de Cu.

La cantidad de corriente que circula es la misma en los dos electrodos.

$$7720 \text{ C. } (1\text{Faraday/ } 96500\text{C}).(1\text{mol Al/3 Faraday}).(26,38 \text{ g Al/1 mol Al})$$

$$= 0,703466667 \text{ g de Al}$$