

EJERCICIOS PAU PARA RESOLVER

Bachillerato 2º Química

M^a Teresa Gómez Ruiz



10

ÍNDICE

	Página
Unidad 1. <i>Estructura del átomo</i>	3
Unidad 2. Sistema Periódico	5
Unidad 3. <i>Enlace químico</i>	6
Unidad 4. <i>Energía de las reacciones químicas</i>	8
Unidad 5. <i>Cinética Química</i>	10
Unidad 5. <i>Equilibrio químico</i>	13
Unidad 6. <i>Reacciones Ácido - Base</i>	17
Unidad 7. <i>Reacciones de Oxidación- Reducción</i>	20

Unidad 1. *Estructura del átomo*

1. a) Nombra los números cuánticos necesarios para caracterizar los electrones en los átomos. Indica su significado y posibles valores.

b) Contesta a las siguientes cuestiones relativas a un elemento con

$$Z = 7 \text{ y } A = 14.$$

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: $m_l = 0$; $n = 2$; $l = 1$.

2. Razona sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) En un átomo, el número máximo de electrones con el número cuántico $n = 3$ es 6.

3

b) En un orbital 2p sólo puede haber 2 electrones.

c) Si en los orbitales 3d se colocan 6 electrones, no habrá ninguno desapareado.

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, 1/2)

(3, 1, 2, 1/2)

Explica si es posible, o no, que existan en un átomo electrones con dichos números cuánticos.

En el caso de los grupos de números cuánticos que sean posibles, ¿en qué orbitales se encontrarían los electrones correspondientes?

De los electrones anteriores, cuyos números cuánticos son posibles, ordénalos de mayor a menor energía.

4. 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.

Unidad 2. *Sistema Periódico*

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

$$V = 9 \quad W = 16 \quad X = 17 \quad Y = 19 \quad Z = 20$$

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.

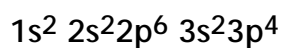
2. Los átomos de un elemento del 5º periodo del Sistema Periódico, en su estado fundamental:

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

5

Razónense las respuestas.

3. Considerar el elemento cuya configuración electrónica es la siguiente:



- a) ¿De qué elemento se trata?
- b) ¿Cuál es su situación en el Sistema Periódico?
- c) ¿Con qué valencia o valencias puede actuar?

Unidad 3. *Enlace químico*

1. Teniendo en cuenta la energía de red de los compuestos iónicos, contestar, razonadamente, a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Cuál de los siguientes compuestos tendrá mayor punto de fusión: NaF o KBr?
- b) ¿Cuál de los siguientes compuestos será más soluble en agua: MgO o CaS?

2. Se pide:

- a) Dibujar las estructuras de Lewis de las especies químicas siguientes: hidruro de berilio, tricloruro de boro, etileno, amoníaco e hidruro de azufre.
- b) Justificar la geometría de estas sustancias e indicar si hay alguna que sea polar.

3. En la molécula de eteno, $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$:

6

- a) ¿Qué hibridación presentan los átomos de carbono?
- b) Explicar cómo se forma el doble enlace según la teoría del enlace de valencia.

4. Explica que tipo de enlace químico debe romperse o qué fuerzas de atracción deben vencerse para:

- a) Fundir cloruro de sodio.
- b) Hervir agua.
- c) Fundir hierro.
- d) Evaporar nitrógeno líquido.

5. Para las moléculas de amoniaco y metano:
- Indicar razonadamente la geometría que presentan.
 - Justificar la polaridad de cada una de ellas.
6. A partir de los datos que se dan a continuación, calcular la afinidad electrónica del $I(g)$ mediante el ciclo de Born-Haber.

Datos: Calor estándar de formación del $KI(s)$ = - 327 $Kj.mol^{-1}$

Calor de sublimación del $K(s)$ = 90 $Kj.mol^{-1}$

Calor de sublimación del $I_2(s)$ = 62 $Kj.mol^{-1}$

Energía de disociación del $I_2(g)$ = 149 $Kj.mol^{-1}$

Energía de ionización del $K(g)$ = 418 $Kj.mol^{-1}$

Energía reticular del $KI(s)$ = - 633 $Kj.mol^{-1}$

7

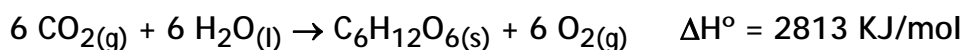
Sol 6. : 308 $Kj.mol^{-1}$.

Unidad 4. *Energía de las reacciones químicas*

1. Analizar justificadamente la veracidad o falsedad de las siguientes proposiciones:

- a) En algunas reacciones, el calor de reacción a presión constante es igual a la variación de energía interna.
- b) La condensación es un proceso endotérmico.
- c) Las entalpías de formación pueden ser positivas o negativas.

2. Las plantas verdes sintetizan glucosa mediante la siguiente reacción de fotosíntesis:



- a) Calcular la energía necesaria para obtener 1 g de glucosa.
- b) Calcular la entalpía de formación de la glucosa y justifica su signo.

Datos: $\Delta H^\circ_f(\text{CO}_2(\text{g})) = - 393,5 \text{ KJ/mol}$

$$\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = - 285,5 \text{ KJ/mol}$$

Sol 2: a) 16 KJ; b) $\Delta H^\circ_f(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})) = - 1261 \text{ KJ/mol}$

3. Describe el procedimiento para calcular en el laboratorio el calor de disolución de $\text{NaOH}(\text{s})$ en agua. Haz el cálculo del calor de disolución

(a P y T del laboratorio) suponiendo una masa de hidróxido de sodio de 1,8 g que se disuelve en 400 ml, en un calorímetro, cuyo equivalente en agua es de 12g. El incremento de la temperatura del agua fue de 1,2°C.

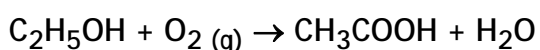
Datos: $C_e(\text{disolución}) = \quad C_e(\text{agua}) = 4,18\text{J/g}\cdot^\circ\text{C}$;

Densidad del agua = 1g/ml.

Sol 3: $\Delta H_{\text{disolución}} = - 46 \text{ KJ/mol}$.

4. a) ¿Qué significa que una reacción es espontánea?
- b) ¿En qué condiciones puede transcurrir espontáneamente una reacción endotérmica?
- c) Una reacción exotérmica, en las proximidades del cero absoluto, ¿transcurrirá espontáneamente?

5. Para la reacción:



Disponemos de los siguientes datos:

Sustancia	S° (J/K.mol)	ΔH°_f (KJ/mol)
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	160,7	-277,6
CH_3COOH	159,8	-487,0
H_2O	70,0	-285,8
$\text{O}_2(\text{g})$	205,0	-

- a) Indicar si la reacción es exotérmica o endotérmica y si se produce un aumento o disminución de entropía.
- b) Calcular ΔG° a 298 K e indicar si la reacción es espontánea. ¿Puede influir la temperatura en la espontaneidad?

Sol 5: a) Exotérmica; disminuye la entropía;

b) $\Delta G^\circ = -454,7$ KJ; espontánea; si ya que ΔG° es negativa.

Si pues al ser $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$; la temperatura influye en el valor de ΔG .

Unidad 5. *Cinética Química*

1. En la reacción: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

El N_2 está reaccionando a una velocidad de 0,3 M/min.

a) ¿Cuál es la velocidad a la que está desapareciendo el H_2 , y cuál es la velocidad a la que se está formando el NH_3 ?

b) ¿Podrías con estos datos proponer valores adecuados para x e y en la expresión:

$$\text{Velocidad} = [\text{N}_2]^x \cdot [\text{H}_2]^y$$

O necesitaría alguna otra información?

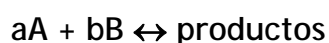
Sol 1: a) $v[\text{H}_2] = 0,9 \text{ M/min}$;

$v[\text{NH}_3] = 0,6 \text{ M/min}$

10

b) No es posible.

2. Para una reacción cualquiera de la forma:



Distingue claramente entre velocidad de reacción, ley de velocidad de reacción y constante de velocidad de reacción.

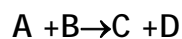
Sol 2: Velocidad de reacción = $-\text{d}[\text{A}]/\text{d}t$.

Ecuación de velocidad ó ley diferencial de velocidad de reacción:

$$v = K \cdot [\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b$$

Constante de velocidad, K .

3. Para la reacción:



Se ha encontrado experimentalmente la siguiente ecuación de velocidad:

$$v = K [A]$$

- a) ¿Qué puede deducir acerca del mecanismo?
- b) ¿Qué reactivos participan en el complejo activado?
- c) Si se dobla la concentración del reactivo B, ¿en qué proporción aumenta la velocidad de la reacción?

4. Indica, justificando las respuestas, si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

11

- a) Cuando se añade un catalizador a una reacción, esta se hace más exotérmica y su velocidad aumenta.
- b) En general, las reacciones químicas aumentan su velocidad a temperaturas más altas.
- c) Las reacciones químicas entre compuestos iónicos en disolución suelen ser más altas.
- d) La velocidad de las reacciones químicas, en general, es mayor en las disoluciones concentradas que en las diluidas.

5. Dibuja y etiqueta un diagrama energético que refleje la evolución de una reacción exotérmica. Indica el significado de cada uno de los términos que aparecen en el diagrama. Muestra también cómo influirá la presencia de un catalizador positivo.

6. Para una reacción dada:



Explica brevemente cómo influye la presencia de un catalizador:

- a) En el mecanismo de reacción.
- b) En la cantidad de producto obtenida.
- c) En la velocidad de reacción.
- d) En la modificación del estado de equilibrio.

Unidad 5. *Equilibrio químico*

1. En un recipiente de 10 litros se introducen 0,60 moles de tetróxido de dinitrógeno a 348,2 K. La presión en el equilibrio es de 2 atm.

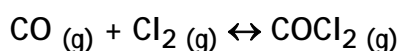
Calcula para el equilibrio:



- El número de moles de cada sustancia en el equilibrio.
- El valor de K_p a esa temperatura.

Sol 1: a) $n(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,50 \text{ mol}$; $n(\text{NO}_2) = 0,20 \text{ mol}$. b) $K_p = 0,23$.

2. En un recipiente cerrado y vacío de 10 litros se introducen 1,12 gramos de monóxido de carbono y 2,84 gramos de cloro. Se eleva la temperatura a 525°C y cuando se alcanza el equilibrio:



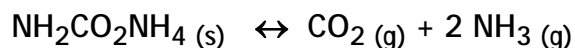
La presión total es de 328 mmHg.

Calcular:

- Las constantes K_p y K_c a 525°C para este equilibrio.
- La composición, en % en volumen, de la mezcla gaseosa en el equilibrio.

Sol 2: a) $K_p = 3,2$; $K_c = 207$. b) $\text{COCl}_2 = 21,2\%$; $\text{CO} = \text{Cl}_2 = 39,4\%$.

3. El compuesto $\text{NH}_2\text{CO}_2\text{NH}_4(\text{s})$ se descompone según la reacción:



En un recipiente, en el que previamente se ha hecho el vacío, se calienta una cierta cantidad del compuesto sólido y se observa que la presión total del gas en el equilibrio es de 0,843 atm a 400 K.

a) Calcular K_p y K_c para el equilibrio representado..

b) Calcular la cantidad (en moles) del compuesto sólido que quedará sin descomponer si se introduce 1 mol en un recipiente vacío de 1 litro y se calienta hasta 400 K.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L} / \text{K}\cdot\text{mol}$.

Sol 3: a) $K_p = 8,9 \cdot 10^{-2}$; $K_c = 2,5 \cdot 10^{-6}$. b) 0,992 mol.

14

4. A 25°C, el producto de solubilidad de una disolución acuosa saturada de $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$, es $6,5 \cdot 10^{-10}$.

Calcular:

a) La solubilidad de la sal expresada en g/L.

b) La concentración molar de los iones IO_3^- y Ba^{2+} .

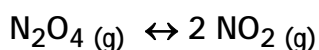
c) La solubilidad de la citada sal, expresada en g/L, en una disolución 0,1 M de KIO_3 a la misma temperatura.

Sol 4: a) 0,27 g/L.

b) $[\text{IO}_3^-] = 1,1 \cdot 10 \text{ mol/L}$; $[\text{Ba}^{2+}] = 5,5 \cdot 10 \text{ mol/L}$.

c) $3,2 \cdot 10 \text{ g/L}$.

5. Para el equilibrio químico que aparece representado por la reacción:



Los valores de K_p a 400 y 500 K son, respectivamente, $4,79 \cdot 10$ y $1,70 \cdot 10^3 \text{ atm}$. Justificar el efecto que producirán en la concentración de NO_2 las siguientes modificaciones del equilibrio:

a) Un aumento de temperatura a presión constante.

b) Un aumento de presión a temperatura constante.

c) Un aumento de volumen a temperatura constante.

15

6. El proceso de descomposición del $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$ para dar $\text{NH}_3 (\text{g})$ y $\text{HCl} (\text{g})$ tiene una $\Delta H = 123,6 \text{ Kcal/mol}$, a cierta temperatura.

Una vez alcanzado el equilibrio en este proceso:

a) Razonar cómo afectaría a la concentración de $\text{NH}_3(\text{g})$:

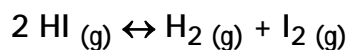
1) Una disminución de la temperatura. 2) Un aumento de la presión.

b) Explicar cómo afectaría a K_c un aumento de la temperatura.

c) ¿Cómo afectaría a K_c un aumento de la concentración de $\text{HCl} (\text{g})$?

Sol 6: a) 1: disminuye; 2: disminuye. b) aumenta. c) no varía.

7. El yoduro de hidrógeno se descompone según el equilibrio siguiente:



Dentro de un recipiente cerrado, en equilibrio, hay **0,38 moles** de $\text{I}_2 \text{(g)}$, **0,08 moles** de $\text{H}_2 \text{(g)}$ y **1,24 moles** de HI (g) .

Se añaden **0,30 moles** de $\text{H}_2 \text{(g)}$ y se establece de nuevo el equilibrio.

Calcula el número de moles de cada gas en el equilibrio (que se establece después de la adición de hidrógeno).

Sol 7: $n(\text{HI}) = 1,56 \text{ mol}$; $n(\text{H}_2) = n(\text{I}_2) = 0,22 \text{ mol}$.

Unidad 6. *Reacciones Ácido - Base*

1. Escribir las reacciones de disociación, según los modelos de Arrhenius y de Brønsted-Lowry, de las siguientes especies químicas:

a) Ácido acético, CH_3COOH .

b) Amoníaco, NH_3 .

c) Hidróxido sódico, NaOH .

2. Calcular:

a) ¿Cuál es el pH de 50 mL de una disolución 0,1 M de NaOH ?

b) ¿Cuál será el pH de la disolución que resulta al añadir agua a la anterior hasta que el volumen resultante sea diez veces mayor?

c) ¿Cuál es el pH de 100 mL de una disolución 0,01 M de HCl ?

17

Sol 2: a) $\text{pH} = 13$. b) $\text{pH} = 12$. c) $\text{pH} = 2$.

3. Se tiene una disolución de un ácido cuya constante es $2,0 \cdot 10^{-3}$ y su grado de disociación 0,15. Calcula: a) La concentración de la disolución del ácido. b) El pH de otra disolución del mismo ácido de concentración $1,0 \cdot 10^{-3}$ M.

Sol 3: a) 0,075 M. b) $\text{pH} = 3,1$.

4. En un laboratorio se dispone de dos disoluciones de 15 mL cada una, una de ácido clorhídrico, HCl , y otra de ácido acético, CH_3COOH , ambas con la misma concentración, 0,05 M.

- a) Calcular el pH de cada una de las disoluciones.
- b) Determinar la cantidad de agua que habrá que añadir a la más ácida para que las dos disoluciones tengan el mismo pH.

Datos: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Sol 4: a) $\text{pH}(\text{HCl}) = 1,3$; $\text{pH}(\text{acético}) = 3,0$. b) 735 mL.

5. Disponemos de fenolftaleína para saber cuál de entre dos disoluciones es de amoníaco y cuál de cloruro amónico. Explica cómo lo haces, formulando los procesos químicos oportunos.

Datos: La fenolftaleína su color ácido es incoloro y su color básico es rojo, su pH de cambio 8 - 9,5 .

18

6. Al mezclar 10,0 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,001 M con 10,0 mL de ácido clorhídrico de concentración desconocida, se obtiene una disolución de pH 10,0.

Calcular la concentración de la disolución del ácido.

Sol 6: $8 \cdot 10^{-4}$ M

7. Se tiene una disolución de ácido acético $5,5 \cdot 10^{-2}$ M. Calcular:

a) El grado de disociación del ácido acético.

b) El pH de la disolución.

c) La molaridad que debería tener una disolución de ácido clorhídrico para que su pH fuera igual a la disolución anterior de ácido acético.

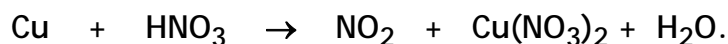
d) Los mililitros que se necesitan de una disolución de NaOH 0,1 M para neutralizar 200mL de la disolución de ácido clorhídrico.

Datos: K_a (ácido acético) = $1,86 \cdot 10^{-5}$

Sol 7: a) $\alpha = 0,018$. b) pH = 3,0. c) $1 \cdot 10^{-3}$ M. d) 2,0 mL.

Unidad 7. *Reacciones de Oxidación- Reducción*

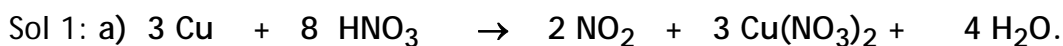
1. Considera la reacción:



- a) Ajusta la reacción por el método del ión electrón.
- b) Calcula los pesos equivalentes de HNO_3 y Cu^{2+} .
- c) ¿Qué volumen de NO (medido a 1 atm y 273 K) se desprenderá si se oxidan 2,50g de cobre metálico?

Datos: Masas atómicas en uma: Cu = 63,5; O = 16,0; N= 14,0; H= 1,0.

$$R = 0,082 \text{ atm.L/mol.K}$$



20

b) $P_{\text{eq}} (\text{HNO}_3) = 21$; $P_{\text{eq}} (\text{Cu}^{2+}) = 31,75$.

c) 0,59 L.

2. A 1,2 g de un mineral de hierro se le añade ácido sulfúrico diluido, con lo cual todo el hierro que contiene el mineral se disuelve como hierro (II). Para oxidar este hierro (II) hasta hierro (III), se consumen 20 mL de disolución de permanganato potásico 0,10 M.

a) Escribe y ajusta por el método del ión-electrón la reacción de hierro (II) a hierro (III), sabiendo que el permanganato se reduce hasta la sal de manganeso (II).

b) Calcula el porcentaje de hierro en el mineral.

Datos: Masas atómicas en uma: Hierro= 55,8.

Sol 2: a) $\text{MnO}_4^- + 5 \text{Fe}^{2+} + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$.

b) 46,5%.

3.- Sabiendo que los potenciales estándar de reducción del $\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$ y del $\text{Cr}^{3+} / \text{Cr}$ son respectivamente, - 0,25 V y - 0,74V:

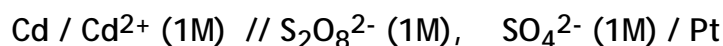
a) ¿Cuál será la *fem* estándar de una pila formada por ambos electrodos?

b) ¿Qué reacción se verifica en el polo negativo de dicha pila? ¿Por qué? ¿Cuál es la especie oxidante en este sistema? ¿Se produce la circulación de los electrones desde el Ni hacia el Cr? ¿Por qué?

21

Sol 3: a) 0,49 V. b) $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^-$. Por ser el mayor potencial de oxidación. La especie oxidante es Ni^{2+} . No, la circulación de electrones va desde el Cr al Ni. Por ser los polos negativos y positivos de la pila, respectivamente.

4. Para una pila cuya notación es:



a) Dibuja el montaje que harías, e indica el material y los reactivos que emplearías para la construcción de la pila.

b) Calcula la fuerza electromotriz de la pila.

c) Calcula la disminución de la masa del ánodo cuando la pila ha suministrado una corriente de 0,05 A durante 1/2 h.

Datos: $E^\circ (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = - 0,40 \text{ V};$

$E^\circ (\text{S}_2\text{O}_8^{2-} / \text{SO}_4^{2-}) = + 2,01 \text{ V};$

1 Faraday = 96.500C;

Masa atómica Cd= 112,4 uma.

Sol 4: b) 2,41 V c) 0,052 g.