

1

INSTRUCCIONES GENERALES Y VALORACIÓN

La prueba consta de dos partes. En la **primera parte** se propone un conjunto de cinco cuestiones de las que el alumno resolverá únicamente tres. La **segunda parte** consiste en dos opciones de problemas, A y B. Cada una de ellas consta de dos problemas; el alumno podrá optar por una de las opciones y resolver los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir un problema de cada opción. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos

PRIMERA PARTE

Cuestión 1.- Para el elemento alcalino del tercer periodo y para el segundo elemento del grupo de los halógenos:

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- Escriba los cuatro números cuánticos del último electrón de cada elemento.
- ¿Qué elemento de los dos indicados tendrá la primera energía de ionización menor? Razone la respuesta.
- ¿Cuál es el elemento que presenta mayor tendencia a perder electrones? Razone la respuesta.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 2.- Se determinó experimentalmente que la reacción $2A + B \rightarrow P$ sigue la ecuación de velocidad $v = k[B]^2$. Conteste razonadamente si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas.

- La velocidad de desaparición de B es la mitad de la velocidad de formación de P.
- La concentración de P aumenta a medida que disminuyen las concentraciones de los reactivos A y B.
- El valor de la constante de velocidad es función solamente de la concentración inicial de B.
- El orden total de reacción es tres.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 3.- Al calentar, el dióxido de nitrógeno se disocia en fase gaseosa en monóxido de nitrógeno y oxígeno:

- Formule la reacción química que tiene lugar.
- Escriba K_p para esta reacción.
- Explique el efecto que produce un aumento de presión total sobre el equilibrio.
- Explique cómo se verá afectada la constante de equilibrio al aumentar la temperatura.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 4.- Considerando los siguientes metales: Zn, Mg, Pb y Fe

- Ordénelos de mayor a menor facilidad de oxidación.
- ¿Cuáles de estos metales pueden reducir Fe^{3+} a Fe^{2+} pero no Fe^{2+} a Fe metálico?

Justifique las respuestas.

Datos: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$;
 $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$

Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

Cuestión 5.- Dadas las fórmulas siguientes: $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ y $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$

- Escriba todas las posibles estructuras semidesarrolladas para las moléculas monofuncionales que respondan a las fórmulas anteriores (excluir las estructuras cíclicas).
- Nombre sistemáticamente todos los compuestos.

Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

SEGUNDA PARTE

OPCIÓN A

Problema 1.- Una disolución acuosa de amoníaco de uso doméstico tiene de densidad $0,85 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ y el 8 % de NH_3 en masa.

- Calcule la concentración molar de amoníaco en dicha disolución.
- Si la disolución anterior se diluye 10 veces, calcule el pH de la disolución resultante.
- Determine las concentraciones de todas las especies (NH_3 , NH_4^+ , H^+ y OH^-) en la disolución diluida 10 veces.

Datos.- Masas atómicas: N = 14, H = 1; $K_b \text{NH}_3 = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Puntuación máxima por apartado: a) y c) 0,5 puntos y b) 1,0 punto.

Problema 2.- La reacción de descomposición de clorato potásico produce cloruro potásico y oxígeno.

- Escriba la reacción, calcule la variación de entalpía estándar e indique si el proceso es exotérmico o endotérmico.
- Calcule la energía intercambiada si se obtienen 25 L de oxígeno a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 750 mm de Hg.

Datos: $\Delta H_f^\circ(\text{KClO}_3) = -391,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{KCl}) = -435,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

OPCIÓN B

Problema 1.- Se colocan en serie una célula electrolítica de AgNO_3 y otra de CuSO_4 .

- ¿Cuántos gramos de Cu(s) se depositan en la segunda célula mientras se depositan 2g de Ag(s) en la primera?
- ¿Cuánto tiempo ha estado pasando corriente si la intensidad era de 10 A?

Datos.- Masas atómicas: Ag = 107,87 y Cu = 63,54; Faraday = $96.500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$

Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

Problema 2.- Se introduce en un recipiente de 3 L, en el que previamente se ha hecho el vacío, 0,04 moles de SO_3 a 900 K. Una vez alcanzado el equilibrio, se encuentra que hay presentes 0,028 moles de SO_3 .

- Calcule el valor de K_c para la reacción: $2\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ a dicha temperatura.
- Calcule el valor de K_p para dicha disociación.

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

Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

QUÍMICA

CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN

Cada cuestión se podrá calificar con un máximo de 2 puntos; por ello, la máxima puntuación que se podrá alcanzar en la PRIMERA PARTE será de 6 puntos. Cada problema se podrá calificar igualmente con un máximo de dos puntos, por lo que la SEGUNDA PARTE podrá tener una puntuación máxima de 4 puntos.

Si se han contestado más de tres cuestiones, únicamente deberán corregirse las tres que se encuentren en primer lugar.

Si se resuelven problemas de más de una opción, únicamente se corregirán los de la opción a la que corresponda el problema resuelto en primer lugar.

Se tendrá en cuenta en la calificación de la prueba:

- 1.- Claridad de comprensión y exposición de conceptos.
- 2.- Uso correcto de formulación, nomenclatura y lenguaje químico.
- 3.- Capacidad de análisis y relación.
- 4.- Desarrollo de la resolución de forma coherente y uso correcto de unidades.
- 5.- Aplicación y exposición correcta de conceptos en el planteamiento de los problemas.

Distribución de puntuaciones máximas para este ejercicio:

CUESTIONES

- Cuestión 1.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.
Cuestión 2.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.
Cuestión 3.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.
Cuestión 4.- 1,0 punto cada uno de los apartados.
Cuestión 5.- 1,0 punto cada uno de los apartados.

PROBLEMAS

Opción A

- Problema 1.- 0,5 puntos apartados a) y c) y 1,0 punto apartado b).
Problema 2.- 1,0 punto cada uno de los apartados.

Opción B

- Problema 1.- 1,0 punto cada uno de los apartados.
Problema 2.- 1,0 punto cada uno de los apartados.

Cuestión 1.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) Alcalino del tercer periodo: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
 Segundo elemento halógeno: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- b) Alcalino del tercer periodo: (3, 0, 0, $\pm 1/2$)
 Segundo elemento halógeno: (3, 1, +1, $\pm 1/2$) o (3, 1, -1, $\pm 1/2$) o (3, 1, 0, $\pm 1/2$)
- c) El elemento alcalino tiene la primera energía de ionización menor, ya que tiene un solo electrón de valencia, por lo que es relativamente sencillo quitarle un electrón para formar un ión positivo.
- d) El elemento alcalino es el que tiene mayor tendencia a perder electrones. Según su configuración electrónica, al perder un electrón queda con la configuración de gas noble.

Cuestión 2.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) Falsa ya que, según indica la reacción, por cada mol de B que desaparece se forma uno de P.
- b) Verdadera ya que, según indica la reacción, al formarse P se consumen A y B.
- c) Falsa, ya que el valor de la constante de velocidad no depende de la concentración de ningún reactivo, sino de la temperatura.
- d) Falsa ya que, según la ecuación de velocidad, el orden total de reacción es dos que coincide con el orden respecto a B.

Cuestión 3.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) $\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{NO} + \frac{1}{2} \text{O}_2$
- b) $K_p = \frac{p(\text{NO}) \cdot p(\text{O}_2)^{1/2}}{p(\text{NO}_2)}$
- c) Al aumentar la presión total, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda para que disminuya el número de moles de la cámara de reacción y contrarrestar el aumento de presión.
- d) Al aumentar la temperatura se favorece el proceso endotérmico y el equilibrio se desplaza hacia la derecha, por lo que K_p aumenta.

(Nota: el alumno podrá plantear también el equilibrio $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{O}_2$)

Cuestión 4.- Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto

- a) Se oxida más fácilmente el que tiene el potencial de reducción más negativo, en este caso el magnesio. El que menos fácilmente se oxida es el plomo, ya que tiene el potencial de reducción menos negativo, es decir el mayor potencial de todos. Así, el orden de mayor a menor tendencia es el siguiente: Mg, Zn, Fe, Pb.
- b) Plomo (Pb), ya que todos pueden reducir Fe^{3+} a Fe^{2+} , pero solo él no puede reducir el Fe^{2+} a Fe metálico porque tiene un potencial de reducción mayor.
 $\text{Pb} + \text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + \text{Fe}$; $E^\circ = E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) - E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,44 - (-0,13) = -0,31 \text{ V}$; proceso no espontáneo.

Cuestión 5.- Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

- a) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$: $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$ y $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$
 $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$, $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_3$ y $\text{HCOO-CH}_2\text{-CH}_3$
 $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$, $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$ y $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$
- b) $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$: propanona o dimetil cetona; $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$: propanal o propionaldehído.
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$: ácido propanoico o propionico; $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_3$: etanoato o acetato de metilo;
 $\text{HCOO-CH}_2\text{-CH}_3$: formiato de etilo o metanoato de etilo.
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$: 1-propanol, $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$: 2-propanol, $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$: etilmetiléter o metoxietano.

(Nota: el alumno deberá contestar por lo menos estos compuestos)

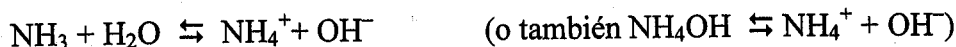
Soluciones a los problemas:

OPCIÓN A

Problema 1.- Puntuación máxima por apartado: a) y c) 0,5 puntos y b) 1,0 punto.

a) $[\text{NH}_3] = [(850 \times 0,08) / 17] / 1 = 4 \text{ M}$

b) Al diluir 10 veces, $[\text{NH}_3] = 4 / 10 = 0,4 \text{ M}$



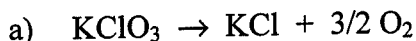
$$0,4 - x \qquad \qquad x \qquad \qquad x$$

$$K_b = [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-] / [\text{NH}_3]; 1,8 \cdot 10^{-5} = x^2 / (0,4 - x); \text{ como } x \text{ despreciable frente a } 0,4$$

$$x = [\text{OH}^-] = 2,68 \cdot 10^{-3} \text{ M}; \text{ pOH} = 2,57; \text{ pH} = 14 - 2,57 = 11,43$$

c) $[\text{NH}_3] = 0,397 \text{ M} \approx 0,4 \text{ M}; [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 2,68 \cdot 10^{-3} \text{ M}; [\text{H}^+] = 3,72 \cdot 10^{-12} \text{ M}$

Problema 2.- Puntuación máxima apartado: 1,0 punto.



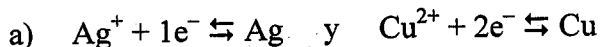
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ_f(\text{KCl}) - \Delta H^\circ_f(\text{KClO}_3) = -435,9 - (-391,2) = -44,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \quad \text{Proceso exotérmico}$$

b) $n = (750 \times 25) / (760 \times 0,082 \times 298) = 1,01 \text{ moles O}_2$

$$[1,01 \text{ mol}(\text{O}_2) \times 2/3 \text{ mol}(\text{KClO}_3) / \text{mol}(\text{O}_2)] \times (-44,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}) = -30,1 \text{ kJ}$$

OPCIÓN B

Problema 1.- Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.



$$2 \text{ g} / 107,87 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,0185 \text{ moles Ag}$$

$$1 \text{ mol Cu por cada 2 Faradios} \Rightarrow 0,0185 \times 63,54 / 2 \text{ g} = 0,59 \text{ g Cu}$$

b) $t = 0,0185 \times 96500 / 10 = 178,5 \text{ s}$

Problema 2.- Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

a)	2SO_3	\rightleftharpoons	2SO_2	+	O_2
moles iniciales:	0,04		--		--
moles cambio:	$0,04 - 2x$		$2x$		x
moles equilibrio:	0,028		0,012		0,006

Concentraciones en el equilibrio:

$$[\text{SO}_3] = 0,028 / 3 = 9,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{SO}_2] = 0,012 / 3 = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{O}_2] = 0,006 / 3 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$K_c = (4 \cdot 10^{-3})^2 \times (2 \cdot 10^{-3}) / (9,3 \cdot 10^{-3})^2; K_c = 3,7 \cdot 10^{-4}$$

b) $K_p = K_c(R \cdot T)^{\Delta n} = 3,7 \cdot 10^{-4} (0,082 \times 900)^{(2+1)-2} = 3,7 \cdot 10^{-4} (73,8)^1 = 0,027$

**PROPUESTA DE AMBITO DE CONTENIDOS DE LA MATERIA QUÍMICA
PARA LAS PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD EN EL CURSO
2005/2006**

Como es sabido, en virtud del Decreto 47/2002 de la Comunidad de Madrid en el curso 2003-2004 serán modificadas las enseñanzas del segundo curso del bachillerato LOGSE. La Comisión Interuniversitaria, en orden a que los Centros dispongan con antelación suficiente de información adecuada, ha acordado requerir de cada Comisión una propuesta referida a la materia cuyo repertorio elabora, que, de conformidad con los nuevos programas, defina el ámbito en el que se van a concretar los contenidos de las pruebas de acceso a estudios universitarios.

Consecuentemente, la Comisión de Química ha acordado proponer en el documento que se adjunta, una serie de aclaraciones a cada tema de los publicados en el B.O.C.M. del 2 de abril de 2002. En cualquier caso, debe quedar claro que en ningún momento la Comisión pretende modificar o reducir el programa de enseñanzas, sino presentar una serie de interpretaciones obtenidas en reuniones con los centros adscritos a cada una de las universidades públicas del distrito de Madrid.

Aclaraciones de tipo general sobre los contenidos

Para poder aplicar los "Criterios de evaluación" se exigirá:

- Resolver ejercicios y problemas relacionados con la determinación de cantidades de las sustancias que intervienen en reacciones químicas, tanto en las teóricamente irreversibles como aquellas en las que se ha alcanzado el equilibrio químico.
- Nombrar y formular correctamente compuestos inorgánicos y orgánicos, así como manejar el concepto de isomería.

1.- Estructura de la materia

Orígenes de la teoría cuántica. Hipótesis de Planck. Efecto fotoeléctrico. Espectros atómicos. Modelo atómico de Bohr y sus limitaciones. Introducción a la mecánica cuántica moderna. Hipótesis de De Broglie. Principio de Heisenberg. Orbitales atómicos. Números cuánticos. Configuraciones electrónicas. Principio de Pauli y regla de Hund. Clasificación periódica de los elementos. Introducción histórica. Tabla periódica de Mendelejev. Predicciones y defectos: ley de Moseley. Sistema periódico actual. Variaciones periódicas de las propiedades de los elementos.

2.- El enlace químico

Concepto de enlace en relación con la estabilidad energética de los átomos enlazados. Enlace iónico. Concepto de energía de red. Ciclo de Born-Haber. Propiedades de las sustancias iónicas. Enlace covalente. Estructura de Lewis. Resonancia. Parámetros moleculares. Polaridad de enlaces y moléculas. Teoría de enlace de valencia. Hibridación de orbitales atómicos (sp , sp^2 , sp^3). Propiedades de las sustancias covalentes. Fuerzas intermoleculares. Enlace metálico. Teorías que explican el enlace metálico.

3.- Termoquímica

Sistemas termodinámicos. Variables termodinámicas. Primer principio de la termodinámica. Transferencias de calor a volumen y presión constantes. Concepto de entalpía. Cálculo de entalpías de reacción a partir de las entalpías de formación. Diagramas entálpicos. Ley de Hess. Entalpías de enlace. Segundo principio de la termodinámica. Concepto de entropía. Energía libre y espontaneidad de las reacciones químicas.

4.- Cinética química

Aspectos dinámicos de las reacciones químicas. Concepto de velocidad de la reacción. Ecuaciones cinéticas. Orden de reacción. Mecanismo de reacción y molecularidad. Teoría de las reacciones químicas. Factores de los que depende la velocidad de una reacción. Utilización de catalizadores en procesos industriales.

5.- El equilibrio químico.

Concepto de equilibrio químico. Cociente de reacción y constante de equilibrio. Características del equilibrio. Formas de expresar la constante de equilibrio: K_c y K_p . Relaciones entre las constantes de equilibrio. Grado de disociación. Factores que modifican el estado de equilibrio: principio de Le Chatelier. Importancia en procesos industriales. Equilibrios heterogéneos sólido-líquido.

1.- Estructura de la materia

En los problemas se podrán pedir cálculos energéticos a partir de la ecuación de Planck, efecto fotoeléctrico y transiciones electrónicas.

No se exigirá identificar el nombre de un elemento por su número atómico, ni al revés.

2.- El enlace químico

En el estudio de polaridad de enlace está incluido el concepto de electronegatividad.

Teorías que explican el enlace metálico: teoría de bandas y la del gas electrónico.

3.- Termoquímica

Los contenidos incluyen el concepto de energía interna y su cálculo.

Limitar los cálculos en problemas a sistemas con reacción química.

4.- Cinética química

Se supone incluido el concepto de energía de activación (ley de Arrhenius), aunque no se exigirán cálculos de la misma.

5.- El equilibrio químico.

Se considera incluido el concepto de precipitación y solubilidad pero no se exigirán cálculos sobre los mismos.

6.- Reacciones de transferencia de protones.

Concepto de ácido y base según la ley de Arrhenius, Brønsted-Lowry. Concepto de pares ácido-base conjugados. Fortaleza relativa de los ácidos y grado de ionización. Equilibrio iónico del agua. Concepto de pH. Reacciones de neutralización. Punto de equivalencia. Indicadores ácido-base. Volumetrías de neutralización ácido-base. Estudio cualitativo de la hidrólisis.

7.- Reacciones de transferencia de electrones.

Concepto de oxidación y reducción. Sustancias oxidantes y reductoras. Número de oxidación. Ajuste de reacciones red-ox por el método de ión-electrón. Estequiometría de las reacciones red-ox. Estudio de la célula galvánica. Tipos de electrodos. Potencial de electrodo. Escala normal de potenciales. Potencial de una pila. Espontaneidad de los procesos Red-ox. Estudio de la celda electrolítica. Leyes de Faraday. Principales aplicaciones industriales.

8.- Química descriptiva.

Estudio de los siguientes grupo:

Alcalinos, alcalinotérreos, carbonoides, nitrogenoides, anfígenos, halógenos. Estudio de los principales compuestos de hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre: hidruros, óxidos y ácidos.

9.- Química del carbono.

Reactividad de los compuestos orgánicos. Desplazamientos electrónicos: efectos inductivo y mesómero. Ruptura de enlaces e intermedios de reacción. Reactivos nucleófilos y electrófilos. Estudio de las principales reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación y red-ox. Las principales aplicaciones de la química del carbono en la industria química. Polímeros de origen artificial: clasificación, propiedades, y mecanismos de polimerización. Algunos ejemplos significativos: polietileno, PVC, poliestireno, caucho, poliamidas y poliésteres.

6.- Reacciones de transferencia de protones

El alumno debe conocer también el concepto de electrolito y sus tipos.

Se consideran excluidas las disoluciones reguladoras de pH o disoluciones tampón.

7.- Reacciones de transferencia de electrones.

No se considera incluida la ley de Nernst.

8.- Química descriptiva.

El estudio de los elementos mencionados se abordará en función de sus propiedades periódicas, carácter metálico, carácter oxidante y estado físico.

Se han elegido como compuestos principales: amoníaco, ácido sulfúrico, ácido clorhídrico y ácido nítrico.

9.- Química del carbono.

Los compuestos orgánicos que se exigirán para su formulación y reactividad son: hidrocarburos alifáticos y aromáticos, derivados halogenados, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, amidas y aminas.

En relación a las reacciones orgánicas no se exigirá especificar el mecanismo.