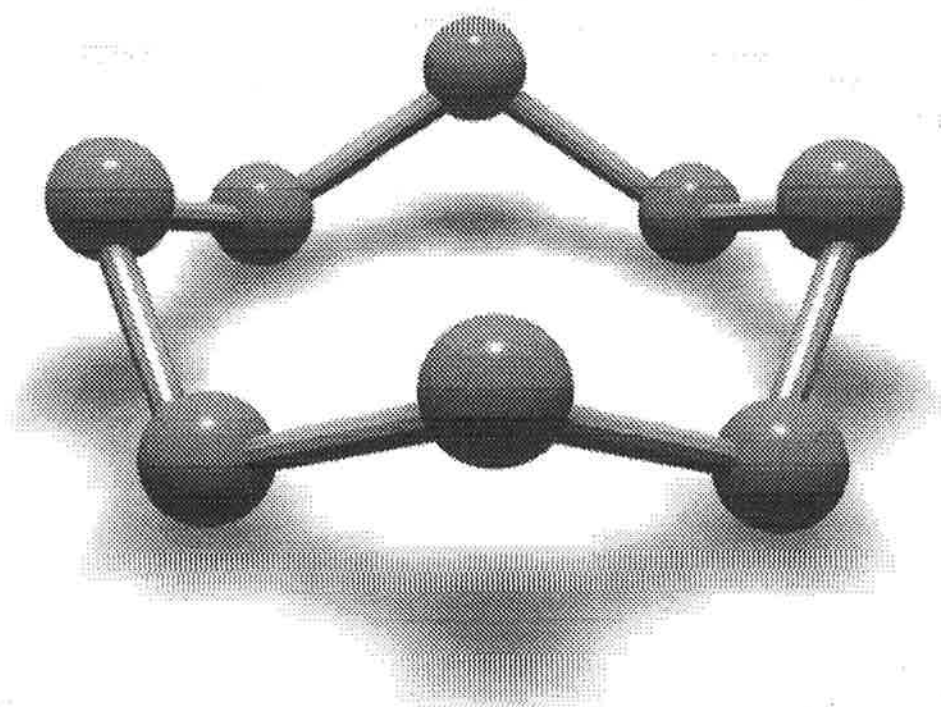


PRUEBAS DE ACCESO A LA ENSEÑANZAS UNIVERSITARIAS  
OFICIALES DE GRADO

# QUIMICA



**UNIVERSIDADES PUBLICAS DE LA COMUNIDAD DE MADRID**

**(1994 - 2016)**

## **Tema 1. Estructura de la materia.**

- 1.1 Modelos atómicos: Modelo atómico de Rutherford. Modelo atómico de Böhr. Modelo atómico de Böhr-Sommerfeld.
- 1.2 Hechos experimentales base de la mecánica cuántica.
- 1.3 Introducción al modelo mecano-cuántico ondulatorio para el átomo de hidrógeno.

## **Tema 2. Sistema periódico de los elementos.**

- 2.1 Necesidad de una clasificación de los elementos químicos.
- 2.2 Orden energético para los electrones en los átomos.
- 2.3 Configuraciones electrónicas.
- 2.4 Organización de la tabla periódica de los elementos.
- 2.5 Masa atómica.
- 2.6 Propiedades periódicas.

## **Tema 3. Enlace químico.**

- 3.1 Concepto de enlace químico.
- 3.2 Enlace iónico. Ciclo de Born-Haber.
- 3.3 Enlace covalente. Fuerzas intermoleculares.
- 3.4 Enlace metálico.

## **Tema 4. Energía de las reacciones químicas.**

- 4.1 Primer principio de la termodinámica.
- 4.2 Cálculo de entalpía de reacción usando la ley de Hess o a partir de las entalpías de enlace.
- 4.3 Segundo principio de la termodinámica.
- 4.4 Criterios de espontaneidad.

## **Tema 5. Cinética química**

- 5.1 Aspecto dinámico de las reacciones químicas.
- 5.2 Concepto de velocidad de reacción.
- 5.3 Factores que influyen en la velocidad de reacción.
- 5.4 Tipos y usos de catalizadores.

## **Tema 6. Equilibrio químico.**

- 6.1 Concepto de equilibrio químico.
- 6.2 Factores que afectan al equilibrio: Principio de Le Châtelier.
- 6.3 Formas de expresar la constante de equilibrio:  $K_c$  y  $K_p$ .
- 6.4 Equilibrios heterogéneos

## **Tema 7. Reacciones de transferencia de protones.**

- 7.1 Propiedades de ácidos y bases.
- 7.2 Teoría de Arrhenius.
- 7.3 Teoría de Brønsted y Lowry.
- 7.4 Teoría de Lewis.
- 7.5 Fuerza de ácidos y bases.
- 7.6 Medida de la acidez: el pH.
- 7.7 Hidrólisis.
- 7.8 Valoraciones ácido-base.

## **Tema 8. Reacciones de transferencia de electrones.**

- 8.1 Reacciones redox.
- 8.2 Electrodo y pilas.
- 8.3 Electrólisis.

## **Tema 9. Química descriptiva.**

- 9.1 Estudio de elementos de los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16 y 17 de la Tabla Periódica.
- 9.2 El ácido sulfúrico.
- 9.3 El amoníaco.
- 9.4 El ácido nítrico.

## **Tema 10. Química del carbono.**

- 10.1 Los enlaces del carbono.
- 10.2 Isomería.
- 10.3 Reactividad de los compuestos orgánicos.
- 10.4 Tipos de reacciones orgánicas.

## **Tema 11. Polímeros artificiales.**

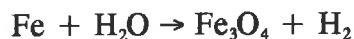
- 11.1 Reacciones de polimerización.
- 11.2 Polímeros artificiales de interés.

## Tema 0. Repaso

### PROBLEMAS

- Contestar razonadamente a las siguientes cuestiones:
  - ¿Por qué cuando dos elementos reaccionan entre sí no lo hacen peso a peso; es decir 1 g de uno con 1 g de otro?
  - Un volumen  $V$  de un gas  $A_2$  pesa 1,42 g, mientras que otro volumen igual, medido en las mismas condiciones de presión y temperatura, de otro gas  $B_2$  pesa 0,089 g. ¿En cuál de los dos hay mayor número de moléculas?
  - ¿Qué relación existe entre las masas moleculares de los gases anteriores? *(Junio 1994)*
- En un recipiente de hierro de 5 L se introduce aire (cuyo porcentaje en volumen es 21 % de oxígeno y 79 % de nitrógeno) hasta conseguir una presión interior de 0,1 atm a la temperatura de 239°C. Si se considera que todo el oxígeno reacciona y que la única reacción posible es la oxidación del hierro a óxido de hierro (II). Calcular: (a) Los gramos de óxido de hierro (II) que se formarán. (b) La presión final en el recipiente. (c) La temperatura a la que habría que calentar el recipiente para que se alcance una presión final de 0,1 atm.  
NOTA: Considerar para los cálculos que el volumen del recipiente se mantiene constante y que el volumen ocupado por los compuestos formados es despreciable.  
DATOS: Masas atómicas: Fe = 55,8; O = 16,0 *(Junio 2002)*
- Un lote de sulfato de aluminio se contamina durante su manipulación, siendo necesario determinar su pureza. Se analiza una muestra de 1 g por reacción completa con cloruro de bario, obteniéndose 2 g de sulfato de bario. (a) Escribir e igualar la reacción. (b) Calcular los gramos de cloruro de bario que reaccionan. (c) Determinar la pureza de la muestra inicial de sulfato de aluminio.  
DATOS: Masas atómicas: Ba = 137,3; Cl = 35,5; S = 32,1; Al = 27,0; O = 16,0 *(Sept. 2002)*
- Una muestra impura de óxido de hierro (III) (sólido) reacciona con un ácido clorhídrico comercial de densidad 1,19 g/cm<sup>3</sup>, que contiene el 35 % en masa del ácido puro. (a) Escribir e igualar la reacción que se produce, si se obtiene cloruro de hierro (III) y agua. (b) Calcular la pureza del óxido de hierro (III) si 5 gramos de este compuesto reaccionan exactamente con 10 cm<sup>3</sup> del ácido. (c) ¿Qué masa de cloruro de hierro (III) se obtendrá?  
DATOS: Masas atómicas: Fe = 55,8; O = 16; H = 1; Cl = 35,5 *(Junio 2007)*
- Dada la siguiente reacción química (sin igualar):  $CaC_2 + H_2O \rightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$ 
  - Calcular la masa de etino formada a partir de 200 g de un  $CaC_2$  del 85 % de riqueza.
  - ¿Qué volumen de etino gaseoso se produce a 25°C y 2 atm con los datos del apartado anterior?DATOS: Masas atómicas: Ca = 40; C = 12; H = 1 *(Junio 2008)*
- El ácido clorhídrico se obtiene industrialmente calentando cloruro de sodio con ácido sulfúrico concentrado. (a) Formular e igualar la reacción que tiene lugar. (b) ¿Cuántos kg de ácido sulfúrico de una concentración del 90 % en masa se necesitará para producir 100 kg de ácido clorhídrico concentrado al 35 % en masa? (c) ¿Cuántos kg de cloruro de sodio se emplean por cada 1000 kg de sulfato de sodio obtenido como subproducto?  
DATOS: Masas atómicas: H = 1, O = 16; Na = 23; S = 32; Cl = 35,5. *(Sept. 2008)*

7. Dada la siguiente reacción:



(a) Igualar la reacción química que tiene lugar. (b) Calcular el volumen de  $\text{H}_2$  gaseoso medido a  $127^\circ\text{C}$  y 5 atm que se obtiene por reacción de 558 g de hierro metálico. (c) ¿Cuántos gramos de  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  se obtendrán a partir de 3 moles de hierro? (d) ¿Cuántos litros de vapor de agua a 10 atm y  $127^\circ\text{C}$  se precisa para reaccionar con los 3 moles de hierro?

DATOS: Masas atómicas: Fe = 55,8; O = 16

(Junio 2009)

8. Una muestra de 15 g de calcita, que contiene un 98 % en masa de carbonato de calcio puro, se hace reaccionar con ácido sulfúrico del 96% y densidad  $1,84 \text{ g/cm}^3$ , formándose sulfato de calcio y desprendiéndose dióxido de carbono y agua. (a) Formular e igualar la reacción que tiene lugar. (b) ¿Qué volumen de ácido sulfúrico será necesario para que reaccione totalmente la muestra de calcita? (c) ¿Cuántos litros de  $\text{CO}_2$  se desprenderán, medidos a 1 atm y  $25^\circ\text{C}$ ? (d) ¿Cuántos gramos de sulfato de calcio se producirán en la reacción?

DATOS: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; S = 32; Ca = 40

(Sept. 2012)

## Tema 1. Estructura de la materia

### CUESTIONES

1. Sabiendo que la energía del electrón en función de su número cuántico principal  $n$  según la teoría de Böhr, viene dada por la expresión:

$$E = R' \frac{1}{n^2} \quad (\text{donde el valor de la constante } R' = 2,180 \times 10^{-18} \text{ J})$$

Calcular la energía de ionización del átomo de hidrógeno, así como su frecuencia.

DATO:  $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ Js}$

*(Junio 1995)*

2. Contestar breve y razonadamente lo que se plantea en los apartados siguientes:
- (a) ¿Qué son los modelos atómicos y qué utilidad tienen?
  - (b) Citar dos modelos atómicos que sirvan para indicar la situación energética del electrón.
  - (c) ¿La distribución de todas las partículas que forman parte de los átomos está descrita por los modelos atómicos que se han citado en el apartado anterior?
  - (d) Explicar si hay diferencia entre órbita y orbital.

*(Junio 1999)*

3. Para ionizar un átomo de rubidio se requiere una radiación luminosa de 4,2 eV. (a) Determinar la frecuencia de la radiación utilizada. (b) Si se dispone de luz naranja de 600 nm, ¿se podría conseguir la ionización del rubidio con esta luz?

DATOS:  $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ Js}$ ;  $c = 3,0 \times 10^8 \text{ m/s}$ ;  $1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$

*(Junio 2002)*

## Tema 1. Estructura de la materia

### PROBLEMAS

1. El espectro visible corresponde a radiaciones de longitud de onda comprendida entre 450 y 700 nm. (a) Calcular la energía correspondiente a la radiación visible de mayor longitud de onda. (b) Razonar si es o no posible conseguir la ionización del átomo de litio con dicha radiación.

DATOS:  $q_e = 1,6 \times 10^{-19}$  C;  $c = 3 \times 10^8$  m/s;  $1 \text{ nm} = 10^{-9}$  m;  $h = 6,63 \times 10^{-34}$  Js

Primera energía de ionización del litio = 5,40 eV

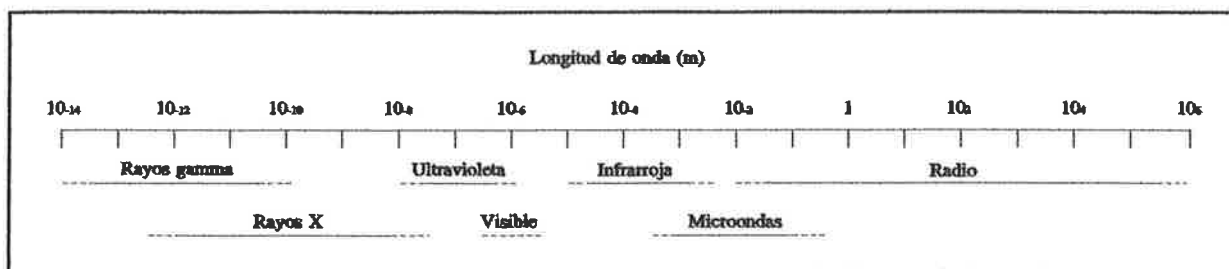
(Junio 2002)

2. Un electrón de un átomo de hidrógeno salta desde el estado excitado de un nivel de energía de número cuántico principal  $n = 3$  a otro de  $n = 1$ . Calcular: (a) La energía y la frecuencia de la radiación emitida, expresada en kJ/mol y en Hz respectivamente. (b) Si la energía de la transición indicada incide sobre un átomo de rubidio y se arranca un electrón que sale con una velocidad de 1670 km/s, ¿cuál será la energía de ionización del rubidio?

DATOS:  $R_H = 2,18 \times 10^{-18}$  J;  $N_A = 6,023 \times 10^{23}$ ;  $h = 6,63 \times 10^{-34}$  Js;  $m_e = 9,11 \times 10^{-31}$  kg

(Junio 2004)

3. Si la energía de ionización del K gaseoso es de 418 kJ/mol: (a) Calcular la energía mínima que ha de tener un fotón para poder ionizar un átomo de K. (b) Calcular la frecuencia asociada a esta radiación y, a la vista de la tabla, indicar a qué región del espectro electromagnético pertenece. (c) ¿Podría ionizarse este átomo con luz de otra región espectral? Razonar la respuesta. En caso afirmativo, indicar una zona del espectro que cumpla dicho requisito.



DATOS:  $h = 6,63 \times 10^{-34}$  Js;  $c = 3,0 \times 10^8$  m/s;  $N_A = 6,023 \times 10^{23}$

(Junio 2005)

4. Sabiendo que la energía que posee el electrón de un átomo de hidrógeno en su estado fundamental es 13,625 eV, calcular: (a) La frecuencia de la radiación necesaria para ionizar el hidrógeno. (b) La longitud de onda en nm y la frecuencia de la radiación emitida cuando el electrón pasa del nivel  $n = 4$  al  $n = 2$ .

DATOS:  $h = 6,62 \times 10^{-34}$  Js;  $q_e = 1,6 \times 10^{-19}$  C;  $c = 3 \times 10^8$  m/s

(Sept. 2006)

5. En el espectro del átomo hidrógeno hay una línea situada a 434,05 nm. (a) Calcular  $\Delta E$  para la transición asociada a esa línea expresándola en kJ/mol. (b) Si el nivel inferior correspondiente a esa transición es  $n = 2$ , determinar cuál será el nivel superior.

DATOS:  $h = 6,62 \times 10^{-34}$  Js;  $N_A = 6,023 \times 10^{23}$ ;  $R_H = 2,180 \times 10^{-18}$  J;  $c = 3 \times 10^8$  m/s

(Junio 2008)

6. Para el átomo de hidrógeno de Bohr, calcular: (a) La energía del nivel correspondiente a  $n = 4$ . (b) Si existe un nivel de energía de  $-20,0 \times 10^{-17}$  J. (c) Si la transición electrónica de  $n = 2$  a  $n = 4$  es de mayor energía que la de  $n = 3$  a  $n = 6$ . (d) La frecuencia de la radiación necesaria para ionizarlo, sabiendo que la energía que posee el electrón en su estado fundamental es 13,6 eV.

DATOS:  $R_H = 2,18 \times 10^{-18}$  J;  $1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19}$  J;  $h = 6,62 \times 10^{-34}$  Js.

(Junio 2016)

## Tema 2. Sistema periódico de los elementos

### CUESTIONES

1. Dadas las configuraciones electrónicas que figuran en la tabla adjunta:

A Elemento	Distribución de electrones	B Orbital	C Periodo	D Grupo
Litio	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow$			
Berilio	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$			
Boro	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\square$ $\square$			
Carbono	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\square$			
Nitrógeno	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$			
Oxígeno	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$			
Flúor	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$			
Neón	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$			

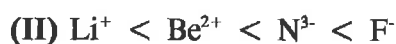
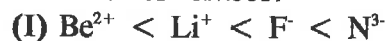
(a) Completar la tabla, copiando las columnas A, B, C y D en la hoja de examen. (En la columna A se deberá escribir el símbolo del elemento, y en la columna B el tipo de orbital donde se sitúa el último electrón). (b) Razonar cómo varía el radio atómico de estos elementos y su potencial de ionización. (c) ¿Cuál será el orden de enlace de las moléculas de aquellos elementos que las formen? (Sept. 1994)

2. (a) Establecer cuáles de las siguientes series de números cuánticos serían posibles y cuáles imposibles para especificar el estado de un electrón en un átomo:

Serie	n	l	$m_l$	$m_s$
I	0	0	0	+1/2
II	1	1	0	+1/2
III	1	0	0	-1/2
IV	2	1	-2	+1/2
V	2	1	-1	+1/2

(b) Decir en qué tipo de orbital atómico estarán situados los que son posibles. (Junio 1996)

3. (a) De las siguientes secuencias de iones, razonar cuál se corresponde con la ordenación en función de sus radios iónicos:



(b) Ordenar de mayor a menor los radios de los elementos de que proceden. (Junio 1997)



4. Supuesto que se conocen los números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m$ , que definen el estado del último electrón que forma parte de la corteza de un elemento E, razonar si puede saberse: (a) si será oxidante o reductor; (b) si es un metal o un no metal; (c) si será muy electronegativo; (d) si su volumen atómico será elevado. *(Junio 1997)*
5. (a) Definir los diferentes números cuánticos, indicando con qué letra se representan y los valores que pueden tomar. (b) Enunciar el principio de exclusión de Pauli. (c) A partir de los números cuánticos, deducir el número máximo de electrones que pueden tener los orbitales  $3p$  y los orbitales  $3d$ . (d) Indicar en qué orbitales se encuentran los electrones definidos por las siguientes combinaciones de números cuánticos:  $(1, 0, 0, \frac{1}{2})$  y  $(4, 1, 0, -\frac{1}{2})$ . *(Junio 1999)*
6. Considerar los elementos Be ( $Z = 4$ ), O ( $Z = 8$ ), Zn ( $Z = 30$ ) y Ar ( $Z = 18$ ). (a) Según el principio de máxima multiplicidad o regla de Hund, ¿cuántos electrones desapareados presenta cada elemento en la configuración electrónica de su estado fundamental? (b) En función de sus potenciales de ionización y afinidades electrónicas, indicar los iones más estables que pueden formar y escribir sus configuraciones electrónicas. Justificar las respuestas. *(Junio 2000)*
7. Justificar qué especie de cada una de las parejas (átomos o iones) siguientes tiene mayor volumen:  
 (a) Fe, Kr                      (b) Fe, K                      (c) Fe, C                      (d) Fe, Fe<sup>3+</sup>  
 DATOS: Números atómicos: C = 6; K = 19; Fe = 26; Kr = 36 *(Junio 2000)*
8. Dados los elementos de números atómicos 19, 23 y 48, (a) escribir la configuración electrónica en el estado fundamental de estos elementos; (b) explicar si el elemento de número atómico 30 pertenece al mismo periodo y/o al mismo grupo que los elementos anteriores. (c) ¿Qué característica común presentan en su configuración electrónica los elementos de un mismo grupo? *(Sept. 2000)*
9. Considerar las configuraciones electrónicas en el estado fundamental:  
 $1^a: 1s^2 2s^2 2p^7$                        $2^a: 1s^2 2s^3$                        $3^a: 1s^2 2s^2 2p^5$                        $4^a: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$   
 (a) Razonar cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli. (b) Deducir el estado de oxidación más probable de los elementos cuya configuración sea correcta. *(Junio 2001)*
10. Dados tres elementos, cuyos números atómicos son 7, 13 y 15, contestar razonadamente: (a) ¿cuáles pertenecen al mismo periodo?; (b) ¿cuáles pertenecen al mismo grupo?; (c) ¿cuál es el orden decreciente de radio atómico?; (d) de los dos elementos  $Z = 13$  y  $Z = 15$ , ¿cuál tiene el primer potencial de ionización mayor? *(Sept. 2001)*
11. Las tres primeras energías de ionización para el berilio ( $Z = 4$ ) dadas en eV son  $E_1 = 9,3$ ;  $E_2 = 18,2$ ;  $E_3 = 153,4$ . (a) Definir "primera energía de ionización" y representar el proceso mediante la ecuación química correspondiente. (b) Justificar el valor tan alto de la tercera energía de ionización. *(Junio 2002)*
12. Explicar razonadamente por qué se producen los siguientes hechos: (a) El elemento con  $Z = 25$  posee más estados de oxidación estables que el elemento con  $Z = 19$ . (b) Los elementos con  $Z = 10$ ,  $Z = 18$  y  $Z = 36$  forman pocos compuestos. (c) El estado de oxidación más estable del elemento  $Z = 37$  es +1. (d) El estado de oxidación +2 es menos estable que el +1 para el elemento  $Z = 11$ . *(Sept. 2002)*

13. Dado el elemento A ( $Z = 17$ ), justificar cuál o cuáles de los siguientes elementos, B ( $Z = 19$ ); C ( $Z = 35$ ) y D ( $Z = 11$ ) (a) Se encuentran en el mismo periodo. (b) Se encuentran en el mismo grupo. (c) Son más electronegativos. (d) Tienen menor energía de ionización. *(Junio 2003)*
14. Para el elemento del grupo 1 y del tercer periodo, y para el segundo elemento del grupo 17: (a) Escribir sus configuraciones electrónicas. (b) Escribir los cuatro números cuánticos del último electrón de cada elemento. (c) ¿Qué elemento de los dos indicados tendrá la primera energía de ionización menor? Razonar la respuesta. (d) ¿Cuál es el elemento que presenta mayor tendencia a perder electrones? Razonar la respuesta. *(Junio 2006)*
15. Sabiendo que el boro es el primer elemento del grupo trece del Sistema Periódico, contestar razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: (a) La energía de ionización es la energía que desprende un átomo, en estado gaseoso, cuando se convierte en ión positivo. (b) La energía de ionización del boro es superior a la del litio ( $Z = 3$ ). (c) La configuración electrónica del boro le permite establecer tres enlaces covalentes. (d) El átomo de boro en el  $\text{BH}_3$  tiene un par de electrones de valencia. *(Junio 2006)*
16. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de los niveles de energía más externos:  
 (i)  $ns^2 np^4$       (ii)  $ns^2$       (iii)  $ns^2 np^1$       (iv)  $ns^2 np^5$   
 (a) escribir la configuración electrónica completa para el menor valor posible de  $n$ ; (b) a partir de dicha configuración indicar su periodo y su grupo de la Tabla Periódica; (c) el elemento a que pertenece (nombre y símbolo); (d) el número atómico. *(Junio 2007)*
17. Dados los siguientes elementos: F, P, Cl y Na. (a) Determinar sus números atómicos y escribir sus configuraciones electrónicas. (b) Indicar su posición (periodo y grupo) en el sistema periódico. (c) Ordenar razonadamente los elementos de menor a mayor radio atómico. (d) Ordenar razonadamente los elementos de menor a mayor en función de su primera energía de ionización. *(Junio 2007)*
18. Para cada uno de los elementos con la siguiente configuración electrónica en los niveles de energía más externos:  $A = 2s^2 2p^4$ ;  $B = 2s^2$ ;  $C = 3s^2 3p^2$ ;  $D = 3s^2 3p^5$   
 (a) Identificar el símbolo del elemento, el grupo y el periodo en la Tabla Periódica.  
 (b) Indicar los estados de oxidación más estables para cada uno de esos elementos.  
 (c) Justificar cuál tendrá mayor radio atómico, A o B.  
 (d) Justificar cuál tendrá mayor electronegatividad, C o D. *(Junio 2008)*
19. Dados los elementos Na, C, Si y Ne: (a) Escribir sus configuraciones electrónicas. (b) ¿Cuántos electrones desapareados presenta cada uno en su estado fundamental? (c) Ordenar los elementos de menor a mayor primer potencial de ionización. (d) Ordenar los elementos de menor a mayor tamaño atómico. Justificar todas las respuestas. *(Junio 2008)*
20. La primera y segunda energía de ionización para el átomo A, cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^1$ , son 520 y 7300 kJ/mol, respectivamente:  
 (a) Indicar qué elemento es A, así como el grupo y periodo a los que pertenece.  
 (b) Definir el término energía de ionización. Justificar la gran diferencia existente entre los valores de la primera y la segunda energía de ionización del átomo A.  
 (c) Ordenar las especies A,  $A^+$  y  $A^{2+}$  de menor a mayor tamaño. Justificar la respuesta.  
 (d) ¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que la especie iónica  $A^+$ ? *(Junio 2009)*

21. Para el conjunto de números cuánticos que aparecen en los siguientes apartados, explicar si pueden corresponder a un orbital atómico, y en los casos afirmativos, indicar de qué orbital se trata:
- (a)  $n = 5, l = 2, m_l = 2$                       (c)  $n = 2, l = -1, m_l = 1$   
 (b)  $n = 1, l = 0, m_l = -1/2$                       (d)  $n = 3, l = 1, m_l = 0$                       (Junio 2010)
22. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la última capa, identificar cada elemento, determinar su número atómico e indicar grupo y periodo de la tabla periódica al que pertenecen;
- (a)  $2s^2 2p^4$     (c)  $3s^2 3p^1$   
 (b)  $3s^2$     (d)  $3s^2 3p^5$     (Junio 2010)
23. Considerando los elementos Na, Mg, Si y Cl:
- (a) Indicar los números cuánticos del electrón más externo del Na.  
 (b) Ordenar los elementos por orden creciente de radio atómico y justificar la respuesta.  
 (c) Ordenar los elementos por orden creciente de su primer potencial de ionización y justificar la respuesta.  
 (d) Escribir la configuración electrónica de la especie  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ , Si y Cl.                      (Sept. 2010)
24. Para el segundo elemento del grupo 2 y para el tercer elemento del grupo de 17 de la tabla periódica: (a) Escribir su configuración electrónica. (b) Escribir los cuatro números cuánticos de su último electrón. (c) ¿Cuál de los dos elementos tendrá mayor afinidad electrónica, en valor absoluto? Justificar la respuesta. (d) ¿Cuál de los dos elementos es más oxidante? Justificar la respuesta.                      (Junio 2011)
25. Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando en cada caso su respuesta:
- (a) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$  corresponde al estado fundamental de un átomo.  
 (b) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^7 3s^1$  es imposible.  
 (c) Las configuraciones electrónicas  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$  y  $1s^2 2s^2 2p^5 2d^1 3s^2$  corresponden a dos estados posibles del mismo átomo.  
 (d) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$  corresponde a un elemento del grupo 2 de la tabla periódica.                      (Junio 2011)
26. Para los elementos A, B, C y D, de números atómicos 3, 10, 20 y 35, respectivamente:
- (a) Escribir la configuración electrónica de cada uno de ellos. (b) Indicar su situación en la tabla periódica (periodo y grupo). (c) Justificar si los siguientes números cuánticos pueden corresponder a los electrones más externos de alguno de ellos, indicando a cuál:  $(2, 1, 0, +1/2)$ ;  $(3, 0, 1, +1/2)$ ;  $(3, 2, 1, +1/2)$ ;  $(4, 1, 1, +1/2)$ . (d) Justificar cuál de estos elementos tiene la menor reactividad química.                      (Sept. 2011)
27. Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando la respuesta.
- (a) Un fotón con frecuencia 2000 Hz tiene mayor longitud de onda que otro con frecuencia 1000 Hz.  
 (b) De acuerdo al modelo de Bohr, la energía de un electrón de un átomo de hidrógeno en el nivel  $n = 1$  es cuatro veces la energía del nivel  $n = 2$ .  
 (c) Cuando un átomo emite radiación, sus electrones pasan a un nivel de energía inferior.  
 (d) Los números cuánticos  $(3, 1, 1, +1/2)$  corresponden a un electrón de la configuración electrónica fundamental del átomo de carbono.                      (Junio 2012)

28. Se tiene el elemento X de número atómico 30.  
 (a) Indicar a qué grupo y a qué periodo pertenece.  
 (b) Escribir los números cuánticos del electrón más externo del elemento X.  
 (c) Justificar cuántos electrones desapareados tiene el ión  $X^{2+}$ .  
 (d) Identificar con nombre y símbolo el elemento alcalino situado en el periodo anterior al del elemento X. *(Junio 2013)*
29. Se tienen los elementos de números atómicos 12, 17 y 18. Indicar razonadamente: (a) La configuración electrónica de cada uno de ellos. (b) Los números cuánticos del último electrón de cada uno de ellos. (c) ¿Qué ion es el más estable para cada uno de ellos? ¿Por qué? (d) Escribir los elementos del enunciado en orden creciente de primer potencial de ionización, justificando la respuesta. *(Sept. 2013)*
30. Cuando una muestra de átomos del elemento con  $Z = 19$  se irradia con luz ultravioleta, se produce la emisión de electrones, formándose iones con carga +1. (a) Escribir la configuración electrónica del átomo, indicando su grupo y periodo. (b) Razonar si el segundo potencial de ionización de estos átomos será mayor o menor que el primero. (c) Calcular la velocidad de los electrones emitidos si se utiliza radiación con  $\lambda = 200$  nm, sabiendo que el valor del primer potencial de ionización es 418,8 kJ/mol.  
 DATOS.  $m_e = 9,11 \times 10^{-31}$  kg;  $h = 6,626 \times 10^{-34}$  Js;  $c = 3 \times 10^8$  m/s;  $N_A = 6,022 \times 10^{23}$   
*(Junio 2014)*
31. Considerar los elementos de números atómicos 3 y 18:  
 (a) Escribir sus configuraciones electrónicas e identificar con su nombre y símbolo.  
 (b) Justificar cuál tiene mayor el primer potencial de ionización.  
 (c) Justificar qué tipo de enlace presentaría el posible compuesto formado por estos dos elementos.  
 (d) Justificar qué tipo de enlace presentaría el compuesto formado por los elementos con  $Z = 3$  y  $Z = 17$ . *(Junio 2014)*
32. Considerar un elemento X del grupo 2 y un elemento Y del grupo 17. Contestar razonadamente a las siguientes preguntas:  
 (a) Si X e Y se encuentran en el mismo periodo, ¿cuál tiene mayor radio atómico?  
 (b) Si X e Y se encuentran en el mismo periodo, ¿cuál tiene mayor afinidad electrónica?  
 (c) Si X se encuentra en el periodo siguiente a Y, ¿qué iones de ambos elementos tienen la misma configuración electrónica?  
 (d) ¿Cuál de los dos iones del apartado c) tiene mayor radio atómico? *(Junio 2014)*
33. Considerar las cuatro configuraciones electrónicas siguientes: (A)  $1s^2 2s^2 2p^7$ , (B)  $1s^2 2s^3$ , (C)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ , y (D)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ .  
 (a) Razonar cuál(es) no cumple(n) el principio de exclusión de Pauli.  
 (b) Indicar el grupo y el periodo de los elementos a los que pertenecen las configuraciones que sí lo cumplen e indicar su carácter metálico o no metálico.  
 (c) Escribir las posibles combinaciones de números cuánticos para un electrón situado en un orbital 3d.  
 (d) Justificar cuál será el ion más estable del elemento D. *(Sept. 2014)*

34. Considerar los siguientes elementos: A (grupo 2, periodo 5); B (grupo 17, periodo 4); C (número atómico 33); D (kriptón) y E (configuración electrónica de la capa de valencia:  $5s^1$ ).

(a) Indicar el símbolo químico de cada uno de los átomos.

(b) Indicar el valor de los cuatro números cuánticos para el último electrón del elemento C.

(c) Razonar cuáles son los iones más estables que forman los elementos B y E.

(d) Indicar razonadamente si el radio del ion  $A^{2+}$  es mayor que el del ion  $B^-$ . (Junio 2016)

35. En la tabla adjunta se recogen las dos primeras energías de ionización (EI, en kJ/mol) y las electronegatividades (EN) de tres elementos pertenecientes al tercer periodo: cloro, magnesio y sodio.

Elemento	1º EI	2º EI	EN
X	495,8	4562	0,93
Y	737,7	1451	1,31
Z	1251,0	2298	3,16

(a) Definir los conceptos: energía de ionización y electronegatividad.

(b) Escribir las configuraciones electrónicas de los tres elementos.

(c) Utilizando los valores de las energías de ionización, justificar cuáles son cada uno de los elementos X, Y y Z.

(d) Justificar los valores de las electronegatividades de la tabla. (Junio 2016)

36. Contestar a cada una de las siguientes preguntas, justificando las respuesta.

(a) Determinar para el átomo de hidrógeno según el modelo de Bohr qué transición electrónica requiere una mayor absorción de energía, la de  $n = 2$  a  $n = 3$ , la de  $n = 5$  a  $n = 6$  o la de  $n = 9$  a  $n = 2$ .

(b) Indicar el grupo al que pertenece el elemento X si la especie  $X^{2-}$  tiene 8 electrones externos.

(c) En el átomo  $Z = 25$  ¿es posible que exista un electrón definido como  $(3,1,0,-1/2)$ ?

(d) En el sistema periódico los elementos  $Z = 25$  y  $Z = 30$  se encuentran en el mismo periodo. Explicar cuál de ellos tiene un proceso de ionización más endotérmico.

(Junio 2016)

### Tema 3. El enlace químico

#### CUESTIONES

1. Completar la tabla adjunta, copiando en la hoja de examen las columnas A, B y C, eligiendo los ejemplos de entre las siguientes moléculas: CH<sub>4</sub>, BeCl<sub>2</sub>, BF<sub>3</sub>, NH<sub>3</sub> y H<sub>2</sub>O.

Tipo de molécula	A Orbital híbrido	Disposición de los orbitales	B Valor de $n$	C Ejemplos
AX <sub>n</sub>		Lineal		
AX <sub>n</sub>		Triangular		
AX <sub>n</sub>		Tetraédrica		
AX <sub>n</sub>	sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>	Octaédrica	6	SiF <sub>6</sub>

- (b) ¿Qué tipo de orbitales moleculares se forman entre el átomo central y los que le rodean?  
 (c) ¿Puede haber un par electrónico del átomo que hibrida en uno de sus orbitales híbridos?  
 (d) ¿Puede un átomo con alguna de esas hibridaciones formar enlaces π? (Junio 1994)
2. (a) Justificar las diferencias en los puntos de ebullición de los siguientes compuestos de hidrógeno: HF (20°C); HCl (-85°C); H<sub>2</sub>O (100°C). (b) Deducir si el H<sub>2</sub>S tendrá un punto de ebullición mayor o menor que el agua. (Sept. 1994)
3. A partir de las estructuras electrónicas de los elementos X, Y, Z:  
 X: 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>5</sup>                      Y: 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup>                      Z: 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>  
 justificar cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son o no correctas:  
 (a) Todos los elementos son muy electronegativos.  
 (b) Z forma con X un compuesto covalente de fórmula ZX<sub>2</sub>.  
 (c) X podría formar un compuesto predominantemente covalente con Y, de fórmula X<sub>2</sub>Y. (Junio 1995)
4. Explicar las diferencias y analogías de las siguientes sustancias:  
 calcio,                      sulfato de sodio,                      etano  
 en cuanto a: (a) estado de agregación; (b) solubilidad en agua; (c) conductividad eléctrica. (Sept. 1995)
5. (a) Diseñar un ciclo de Born-Haber para el MgCl<sub>2</sub>  
 (b) Definir los siguientes conceptos: energía de ionización, energía de disociación, afinidad electrónica, energía reticular y calor de sublimación. (Sept. 1996)

6. Rellenar el siguiente cuadro, poniendo en cada casilla la fórmula del elemento o de un compuesto que formen entre ellos, el tipo de enlace (C = covalente, I = iónico, M = metálico) y el estado de agregación (S = sólido, L = líquido, G = gas), tal como aparece en el ejemplo.

	Cl			H			O			Ca		
Cl												
H										CaH <sub>2</sub>	I	S
O												
Ca												

(Junio 1997)

7. Explicar:

- (a) Si las estructuras de Lewis justifican la forma geométrica de las moléculas o si ésta se debe determinar experimentalmente para poder proponer la representación correcta.  
 (b) Si cada molécula se representa en todos los casos por una única fórmula estructural.  
 (c) Representar las estructuras de Lewis de las siguientes especies: H<sub>2</sub>O y NO<sub>3</sub><sup>-</sup>.  
 (d) ¿Justifican las representaciones de las moléculas anteriores la estabilidad de las mismas?

(Junio 1997)

8. Cuatro elementos diferentes A, B, C y D tienen número atómico 6, 9, 13 y 19 respectivamente. Se desea saber: (a) el número de electrones de valencia de cada uno de ellos; (b) su clasificación en metales y no metales; (c) la fórmula de los compuestos que B puede formar con los demás, ordenándolos del más iónico al más covalente.

(Sept. 1997)

9. (a) Ordenar según polaridad creciente, basándose en los valores de las electronegatividades de la tabla adjunta, los enlaces siguientes:

H-F, H-O, H-N, H-C, C-O y C-Cl

- (b) La polaridad de la molécula de CH<sub>4</sub>, ¿será igual o distinta que la del CCl<sub>4</sub>?

(Junio 1998)

Electronegatividades	
F	4,0
O	3,5
Cl	3,0
N	3,0
C	2,5
S	2,5
H	2,1

10. La configuración electrónica de un elemento:

- (a) ¿Permite conocer cuál es su situación en el sistema periódico?  
 (b) ¿Indica qué clase de enlaces puede formar con otros elementos?  
 (c) ¿Es suficiente información para saber si el elemento es sólido, líquido o gas?  
 (d) ¿Sirve para conocer si el elemento es o no molecular?

Justificar las respuestas.

(Sept. 1998)

11. Considerando las sustancias Br<sub>2</sub>, SiO<sub>2</sub>, Fe, HF y NaBr, justificar en función de sus enlaces:

- (a) Si son o no solubles en agua.  
 (b) Si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente.

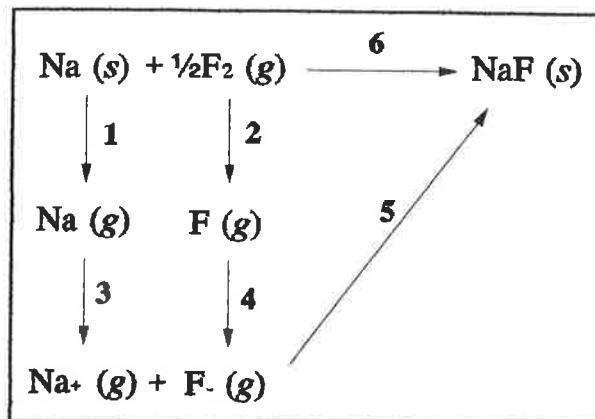
(Junio 1999)

12. Dados los siguientes elementos: flúor, helio, calcio y oxígeno. **(a)** Justificar en función de los posibles enlaces entre átomos; cuáles forman moléculas homonucleares y cuáles no, así como su estado de agregación en condiciones normales de presión y temperatura. **(b)** Formular tres compuestos que puedan formar entre sí, indicando la naturaleza del enlace formado. *(Sept. 1999)*
13. Dadas las siguientes sustancias:  $\text{CS}_2$  (lineal),  $\text{HCN}$  (lineal);  $\text{NH}_3$  (piramidal) y  $\text{H}_2\text{O}$  (angular); **(a)** escribir sus estructuras de Lewis; **(b)** justificar su polaridad. *(Junio 2000)*
14. Teniendo en cuenta la estructura y el tipo de enlace, justificar:  
**(a)** el cloruro de sodio tiene un punto de fusión mayor que el bromuro de sodio  
**(b)** el carbono (diamante) es un sólido muy duro  
**(c)** el nitrógeno molecular presenta una gran estabilidad química  
**(d)** el amoníaco es una sustancia polar *(Junio 2002)*
15. Responder a las siguientes cuestiones referidas al  $\text{CCl}_4$ , razonando las respuestas:  
**(a)** Escribir su estructura de Lewis.  
**(b)** ¿Qué geometría cabe esperar para sus moléculas?  
**(c)** ¿Por qué la molécula es apolar a pesar de que los enlaces C-Cl son polares?  
**(d)** ¿Por qué, a temperatura ordinaria el  $\text{CCl}_4$  es líquido y, en cambio el  $\text{Cl}_4$  es sólido? *(Sept. 2002)*
16. Dadas las siguientes moléculas  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{BF}_3$  y  $\text{HCl}$ . **(a)** Escribir su estructura de Lewis. **(b)** Indicar razonadamente cuáles presentan enlaces de hidrógeno. **(c)** Justificar cuáles son moléculas polares. **(d)** Justificar cuáles de las moléculas  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_4$  y  $\text{HCl}$  presenta mayor carácter covalente en el enlace y cuál menor.  
DATOS: Electronegatividades de Pauling: O = 3,5; H = 2,1; C = 2,5; Cl = 3,0 *(Junio 2003)*
17. Sabiendo que las temperaturas de 3550, 650, -107 y  $-196^\circ\text{C}$  corresponden a las temperaturas de fusión de los compuestos nitrógeno, aluminio, diamante y tricloruro de boro: **(a)** Asignar a cada compuesto el valor que le corresponde a su temperatura de fusión y justificar esta asignación. **(b)** Justificar los tipos de enlaces y/o fuerzas intermoleculares que están presentes en cada uno de los compuestos cuando se encuentran en estado sólido. *(Sept. 2003)*
18. Considerar las moléculas  $\text{OF}_2$ ,  $\text{BI}_3$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$ . **(a)** Escribir sus representaciones de Lewis. **(b)** Indicar razonadamente sus geometrías moleculares utilizando la teoría de hibridación de orbitales atómicos o bien la teoría de la repulsión de pares electrónicos. **(c)** Justificar cuáles son moléculas polares. **(d)** ¿Qué moléculas presentan enlaces múltiples? *(Junio 2004)*
19. Dados los elementos A, B y C, de números atómicos 6, 11 y 17 respectivamente, indicar:  
**(a)** La configuración electrónica de cada uno de ellos. **(b)** Su situación en la tabla periódica (grupo y período). **(c)** El orden decreciente de electronegatividad. **(d)** Las fórmulas de los compuestos formados por C con cada uno de los otros dos, A y B, y el tipo de enlace que presentan al unirse. *(Junio 2005)*
20. Dadas las siguientes moléculas:  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{COCl}_2$ ,  $\text{NH}_3$  y  $\text{CH}_4$ . **(a)** Escribir las estructuras de Lewis. **(b)** Determinar sus geometrías por medio de la teoría de hibridación de orbitales atómicos. **(c)** Razonar si alguna de las moléculas puede formar enlaces de hidrógeno. **(d)** Justificar si las moléculas  $\text{BeCl}_2$  y  $\text{NH}_3$  son polares o no polares. *(Junio 2005)*



21. Considerar los compuestos BaO, HBr, MgF<sub>2</sub> y CCl<sub>4</sub>. (a) Indicar su nombre. (b) Razonar el tipo de enlace que posee cada uno. (c) Explicar la geometría de la molécula CCl<sub>4</sub>. (d) Justificar la solubilidad en agua de los compuestos que tienen enlace covalente. (Sept. 2005)

22. A partir del esquema del ciclo de Born-Haber para el fluoruro de sodio: (a) Nombrar las energías implicadas en los procesos 1, 2 y 3. (b) Nombrar las energías implicadas en los procesos 4, 5 y 6. (c) Justificar si son positivas o negativas las energías implicadas en los procesos 1, 2, 3, 4 y 5. (d) En función del tamaño de los iones justificar si la energía reticular del fluoruro de sodio será mayor o menor, en valor absoluto, que la del cloruro de sodio. Justificar la respuesta. (Sept. 2005)



23. Para las siguientes especies: Br<sub>2</sub>, NaCl, H<sub>2</sub>O y Fe: (a) Razonar el tipo de enlace presente en cada caso. (b) Indicar el tipo de interacción que debe romperse al fundir cada compuesto. (c) ¿Cuál tendrá un menor punto de fusión? (d) Razonar qué compuesto/s conducirá/n la corriente eléctrica en estado sólido, cuál/es lo harán en estado fundido y cuál/es no conducirá/n la corriente eléctrica en ningún caso. (Sept. 2006)

24. Dados los siguientes compuestos: NaH, CH<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>O, CaH<sub>2</sub> y HF. Contestar razonadamente: (a) ¿Cuáles tienen enlace iónico y cuáles enlace covalente? (b) ¿Cuáles de las moléculas covalentes son polares y cuáles no polares? (c) ¿Cuáles presentan enlace por puente de hidrógeno? (d) Atendiendo únicamente a la diferencia de electronegatividad, ¿cuál presenta la mayor acidez? (Junio 2007)

25. Dadas las siguientes moléculas: PH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, CH<sub>3</sub>OH, BeI<sub>2</sub>. (a) Escribir sus estructuras de Lewis. (b) Razonar si forman o no enlaces de hidrógeno. (c) Deducir su geometría aplicando la teoría de hibridación de orbitales atómicos. (d) Explicar si estas moléculas son polares o apolares. (Sept. 2007)

26. Dados los siguientes compuestos: H<sub>2</sub>S, BCl<sub>3</sub> y N<sub>2</sub>. (a) Escribir sus estructuras de Lewis. (b) Deducir la geometría de cada molécula a partir de la teoría de la hibridación de orbitales atómicos. (c) Deducir cuáles de las moléculas son polares y cuáles no polares. (d) Indicar razonadamente la especie que tendrá un menor punto de ebullición. (Junio 2008)

27. A las siguientes especies: X<sup>-</sup>, Y y Z<sup>+</sup>, les corresponden los números atómicos 17, 18 y 19, respectivamente. (a) Escribir la configuración electrónica de cada una de ellas. (b) Ordenar razonadamente, de menor a mayor, las diferentes especies según su tamaño y su energía de ionización. (c) ¿Qué especies son X<sup>-</sup> e Y? (d) ¿Qué tipo de enlace presenta ZX? Describir brevemente las características de este enlace. (Sept. 2008)

28. Dadas las siguientes moléculas: CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, BH<sub>3</sub> (a) Justificar sus geometrías moleculares en función de la hibridación del átomo central. (b) Razonar qué moléculas serán polares y cuáles apolares. (c) ¿De qué tipo serán las fuerzas intermoleculares en el CH<sub>4</sub>? (d) Indicar, razonadamente, por qué el NH<sub>3</sub> es el compuesto que tiene mayor temperatura de ebullición. (Sept. 2008)

29. Considerar los elementos A ( $Z = 12$ ) y B ( $Z = 17$ ). Contestar razonadamente: (a) ¿Cuáles son las configuraciones electrónicas de A y de B? (b) ¿Cuál es el grupo, el período, el nombre y el símbolo de cada uno de los elementos? (c) ¿Cuál tendrá mayor su primera energía de ionización? (d) ¿Qué tipo de enlace que se puede formar entre A y B? ¿Cuál será la fórmula del compuesto resultante? ¿Será soluble en agua? (Sept. 2009)
30. Dadas las siguientes sustancias:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CF}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}$  y  $\text{HF}$ : (a) Escribir las estructuras de Lewis de sus moléculas. (b) Explicar sus geometrías por la teoría de repulsión de pares de electrones de valencia o por la teoría de hibridación de orbitales atómicos. (c) Justificar cuáles de estas moléculas tienen momento dipolar distinto de cero. (d) Justificar cuáles de estas sustancias presentan enlace de hidrógeno. (Junio 2010)
31. El elemento de número atómico 12 se combina fácilmente con el elemento de número atómico 17. Indicar: (a) La configuración electrónica de los dos elementos en su estado fundamental. (b) El grupo y periodo al que pertenece cada uno. (c) El nombre y símbolo de dichos elementos y del compuesto que pueden formar. (d) El tipo de enlace y dos propiedades del compuesto formado. (Junio 2010)
32. Considerando las moléculas  $\text{H}_2\text{CO}$  y  $\text{Br}_2\text{O}$ : (a) Representar su estructura de Lewis. (b) Justificar su geometría molecular. (c) Razonar si cada una de estas moléculas tiene o no momento dipolar. (Junio 2010)
33. Considerar las moléculas de amoníaco y sulfuro de hidrógeno.  
 (a) Escribir sus estructuras de Lewis.  
 (b) Justificar por qué el ángulo HNH es mayor que el ángulo HSH.  
 (c) Justificar cuál o cuáles son polares.  
 (d) Justificar cuál de las dos moléculas puede formar enlaces por puente de hidrógeno. (Junio 2010)
34. Considerar las sustancias: cloruro de potasio, agua, cloro y sodio.  
 (a) Indicar el tipo de enlace que presenta cada una de ellas.  
 (b) Escribir las configuraciones de Lewis de aquellas que sean covalentes.  
 (c) Justificar la polaridad del enlace en las moléculas covalentes.  
 (d) Justificar la geometría y el momento dipolar de la molécula de agua. (Sept. 2010)
35. Considerando el elemento del segundo grupo y del tercer periodo; y el segundo elemento del grupo 17 de la tabla periódica: (a) Escribir sus configuraciones electrónicas. (b) Escribir los cuatro números cuánticos posibles para el último electrón de cada elemento. (c) ¿Qué tipo de enlace corresponde a la unión química de estos dos elementos entre sí? Razonar la respuesta. (d) Indicar los nombres y símbolos de ambos elementos y escribir la fórmula del compuesto que forman. (Sept. 2010)
36. Considerar las moléculas de  $\text{HCN}$ ,  $\text{CHCl}_3$  y  $\text{Cl}_2\text{O}$ . (a) Escribir sus estructuras de Lewis. (b) Justificar cuáles son sus ángulos de enlace aproximados. (c) Justificar cuál o cuáles son polares. (d) Justificar si alguna de ellas puede formar enlaces de hidrógeno. (Junio 2011)
37. Considerar los elementos H, O y F. (a) Escribir sus configuraciones electrónicas e indicar grupo y periodo de cada uno de ellos. (b) Explicar mediante la teoría de hibridación la geometría de las moléculas  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{OF}_2$ . (c) Justificar que la molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  es más polar que la molécula de  $\text{OF}_2$ . (d) ¿A qué se debe que la temperatura de ebullición del  $\text{H}_2\text{O}$  sea mucho mayor que la del  $\text{OF}_2$ ? (Junio 2012)

38. Considerar los elementos de números atómicos  $Z = 7, 9, 11$  y  $16$ . (a) Escribir sus configuraciones electrónicas, el nombre, el símbolo y el grupo del Sistema Periódico al que pertenecen. (b) Justificar cuál tendrá mayor y cuál tendrá menor primer potencial de ionización. (c) Indicar el compuesto formado entre los elementos de  $Z = 9$  y  $Z = 11$ . Justificar el tipo de enlace. (d) Escribir la configuración electrónica del anión más estable del elemento de  $Z = 16$ , e indicar el nombre y el símbolo del átomo isoelectrónico. (Junio 2012)
39. Considerar las sustancias  $\text{Br}_2$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{Al}$  y  $\text{KI}$ . (a) Indicar el tipo de enlace que presenta cada una de ellas. (b) Justificar si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente. (c) Escribir las estructuras de Lewis de aquellas que sean covalentes. (d) Justificar si  $\text{HF}$  puede formar enlace de hidrógeno. (Junio 2012)
40. Considerar los elementos A ( $Z = 11$ ), B ( $Z = 17$ ), C ( $Z = 12$ ) y D ( $Z = 10$ ). (a) Escribir sus configuraciones electrónicas e identificar los cuatro elementos. (b) ¿Qué formulación de los siguientes compuestos es posible:  $\text{B}_2$ ; A;  $\text{D}_2$ ; AB; AC; AD; BC; BD? Nombrar los compuestos posibles. (c) Explicar el tipo de enlace en los compuestos posibles. (d) De los compuestos imposibles del apartado (b) ¿qué podríamos modificar para hacerlos posibles? (Sept. 2012)
41. La configuración electrónica para el último electrón de los átomos X e Y es, respectivamente  $4s^1$  y  $3p^3$ . Justificar: (a) El periodo y el grupo al que pertenece cada uno de ellos, así como su símbolo químico. (b)Cuál de ellos es más electronegativo. (c)Cuál tiene menor radio atómico. (d) Si X conduce la electricidad en estado sólido. (Junio 2013)
42. Considerar los elementos de números atómicos 9 y 11: (a) Identificarlos con nombre y símbolo, y escribir sus configuraciones electrónicas. (b) Justificar cuál tiene mayor el segundo potencial de ionización. (c) Justificar cuál es más electronegativo. (d) Justificar qué tipo de enlace presentaría el compuesto formado por estos dos elementos. (Junio 2013)
43. Dadas las sustancias  $\text{HCl}$ ,  $\text{KF}$ ,  $\text{CF}_4$  y  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ : (a) Razonar el tipo de enlace presente en cada una de ellas. (b) Escribir la estructura de Lewis y justificar la geometría de las moléculas de las sustancias que son covalentes. (c) Justificar que dos de ellas son muy solubles en agua; otra es poco soluble, y finalmente otra es insoluble. Identificarlas. (Junio 2013)
44. Considerar los compuestos: óxido de estroncio, bromuro de hidrógeno, tetracloruro de carbono y yoduro de magnesio. (a) Formular dichos compuestos. (b) Razonar el tipo de enlace que posee cada uno. (c) Explicar la geometría de la molécula de tetracloruro de carbono. (d) Justificar la solubilidad en agua de los compuestos que tienen enlace covalente. (Junio 2013)
45. Justificar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: (a) Una molécula que contenga enlaces polares necesariamente es polar. (b) Un orbital híbrido  $s^2p^2$  se obtiene por combinación de dos orbitales s y dos orbitales p. (c) Los compuestos iónicos en disolución acuosa son conductores de la electricidad. (d) La temperatura de ebullición del  $\text{HCl}$  es superior a la del  $\text{HF}$ . (Sept. 2013)

46. Considerar los tres primeros elementos del grupo 16 de la Tabla Periódica. Se sabe que las combinaciones con hidrógeno que forman estos elementos tienen temperaturas de ebullición de 373, 213 y 232 K, respectivamente. (a) Explicar por qué la temperatura de ebullición del primer compuesto es mucho mayor que la de los otros dos. (b) Explicar por qué la temperatura de ebullición del segundo compuesto es menor que la del tercero. (c) Justificar la geometría molecular del primer compuesto. (d) Explicar el carácter anfótero del primer compuesto.

(Junio 2014)

47. Con los datos recogidos en la tabla adjunta, contestar razonadamente a las siguientes preguntas:

Sustancia	H <sub>2</sub> O	HF	HCl	Cl <sub>2</sub>
T <sub>eb</sub> (°C)	100	20	-85	-34

- (a) ¿Por qué la temperatura de ebullición normal del HF es mayor que la del HCl?  
 (b) ¿Por qué la temperatura de ebullición normal del H<sub>2</sub>O es mayor que la del Cl<sub>2</sub>?  
 (c) ¿Por qué la temperatura de ebullición normal del HCl es menor que la del Cl<sub>2</sub>?  
 (d) ¿Cuál de las sustancias de la tabla presentará mayor punto de fusión? (Junio 2014)

48. Considerar las siguientes configuraciones electrónicas:

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

Contestar razonadamente:

- (a) ¿Cuál de ellas es una configuración electrónica imposible?  
 (b) ¿Cuál de ellas corresponde a un elemento cuyo anión monovalente tiene estructura de gas noble?  
 (c) ¿Cuál de ellas corresponde a un estado excitado de un átomo?  
 (d) ¿Cuál de ellas corresponde a un elemento que puede formar enlaces covalentes?

(Junio 2014)

49. Considerar las moléculas OF<sub>2</sub>, monóxido de carbono y metanol. (a) Escribir sus estructuras de Lewis. (b) Justificar su geometría. (c) Razonar si son o no polares. (d) Indicar razonadamente para cuál de ellas se espera mayor punto de ebullición. (Junio 2014)

50. Para las sustancias HF, Fe, KF y BF<sub>3</sub>, justificar:

- (a) El tipo de enlace presente en cada una de ellas.  
 (b) Qué sustancia tendrá menor punto de fusión.  
 (c)Cuál o cuáles conducen la electricidad en estado sólido, cuál o cuáles la conducen en estado fundido y cuál o cuáles no la conducen en ningún caso.  
 (d) La geometría de la molécula BF<sub>3</sub>, a partir de la hibridación del átomo central.

(Junio 2015)

51. Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando la respuesta:

- (a) Para cualquier elemento, el segundo potencial de ionización es mayor que el primero.  
 (b) Los enlaces N-H en el amoníaco son polares, pero la molécula es apolar debido a su geometría.  
 (c) La entalpía de ebullición del H<sub>2</sub>S es mayor que la del H<sub>2</sub>O.  
 (d) Cuando sublima el yodo molecular, se rompen enlaces covalentes. (Junio 2015)

52. Considerar los átomos X e Y, cuyas configuraciones electrónicas fundamentales terminan en  $3s^1$  y  $4p^4$ , respectivamente:

- (a) Escribir sus configuraciones electrónicas y razonar cuáles son sus iones más estables.
- (b) Si estos dos elementos se combinaran entre sí, determinar la fórmula del compuesto formado y justificar el tipo de enlace que presentaría.
- (c) Determinar la longitud de onda máxima (en nm) de la radiación necesaria para ionizar un átomo del elemento X, sabiendo que su primer potencial de ionización es 419 kJ/mol.

DATOS:  $h = 6,626 \times 10^{-34}$  Js;  $c = 3 \times 10^8$  m/s;  $N_A = 6,022 \times 10^{23}$

(Junio 2015)

53. Un elemento tiene como número atómico  $Z = 26$ .

- (a) Escribir su configuración electrónica.
- (b) Indicar el grupo y el periodo al que pertenece.
- (c) Se sabe que una muestra de 7,00 g de este elemento puro contiene  $7,55 \times 10^{22}$  átomos de dicho elemento. Calcular su masa atómica.
- (d) Justificar el enlace que presenta este elemento como sustancia pura.

DATO:  $N_A = 6,022 \times 10^{23}$

(Sept. 2015)

54. Para los elementos A ( $Z = 6$ ), B ( $Z = 10$ ), C ( $Z = 16$ ), D ( $Z = 20$ ) y E ( $Z = 26$ ), contestar razonadamente:

- (a) ¿Cuál de ellos presenta electrones desapareados?
- (b) De los elementos B, C y D, ¿cuál da lugar a un ion estable con menor radio?
- (c) ¿Es la energía de ionización de C mayor que la de D?
- (d) El elemento A, al unirse con hidrógeno ¿forma un compuesto binario que presenta enlace de hidrógeno?

(Junio 2016)

55. Los números atómicos de los elementos A, B y C son Z, Z+1 y Z+2, respectivamente. Si B es el gas noble que se encuentra en el tercer periodo, contestar razonadamente a las siguientes cuestiones:

- (a) Identificar dichos elementos con el nombre y el símbolo.
- (b) Escribir sus configuraciones electrónicas e indicar en qué grupo y periodo se encuentran A y C.
- (c) ¿Cuáles son los estados de agregación de  $A_2$  y C en condiciones normales?
- (d) ¿Cuál es el elemento más electronegativo de los tres y cuál es el ion más estable que forma cada uno de ellos?

(Sept. 2016)

### Tema 3. El enlace químico

#### PROBLEMAS

1. Calcular el calor de formación del NaCl a partir de los siguientes datos:

Energía de sublimación Na = 108,78 kJ

Energía de ionización Na = 493,2 kJ

Energía de enlace del Cl<sub>2</sub> = 239,1 kJ

Afinidad electrónica del cloro = -368,7 kJ

Energía reticular del NaCl = -763,3 kJ

*(Junio 1995)*

## Tema 4. Energía de las reacciones químicas

### CUESTIONES

- Indicar justificadamente, cuál de las siguientes especies químicas presentaría una entalpía normal de formación nula: (a) hidrógeno molecular; (b) hidrógeno atómico; (c) oxígeno molecular; (d) ozono; (e) zinc metálico. (Junio 1996)
- De las siguientes reacciones, cada una de ellas a 1 atm de presión:

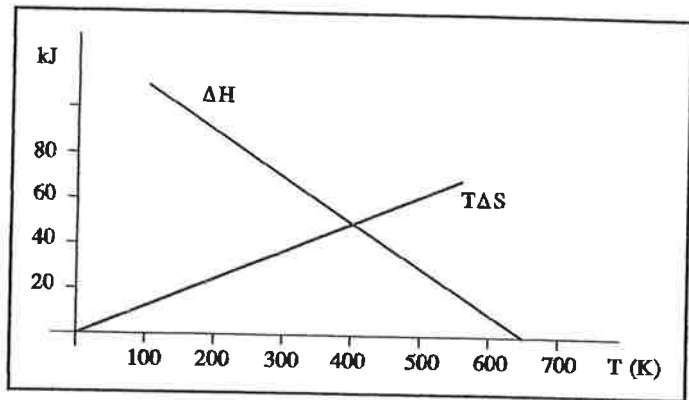
REACCION	$\Delta H$ (kJ)	$\Delta S$ (kJ/K)
$\frac{1}{2} \text{H}_2 (g) + \frac{1}{2} \text{I}_2 (g) \rightarrow \text{HI} (g)$	+ 25,94	+ $34,63 \times 10^{-2}$
$2 \text{NO}_2 (g) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4 (g)$	- 58,16	- $73,77 \times 10^{-2}$
$\text{S} (s) + \text{H}_2 (g) \rightarrow \text{H}_2\text{S} (g)$	- 16,73	+ $18,19 \times 10^{-2}$

Razonar: (a) las que son espontáneas a todas las temperaturas; (b) las que son espontáneas a bajas temperaturas y no espontáneas a altas temperaturas; (c) las que son espontáneas a altas temperaturas y no espontáneas a bajas temperaturas. (Sept. 1997)

- Las energías de los enlaces C-C, C=C y C $\equiv$ C son respectivamente, 347,0; 611,0 y 833,0 kJ/mol. Justificar el por qué de estas diferencias.
  - Si la energía libre de Gibbs de formación del carbono grafito es nula y la del carbono diamante vale 2,87 kJ/mol a 1 atm y 25°C, razonar si puede convertirse el grafito en diamante en esas condiciones. (Sept. 1998)
- Consultando la tabla de datos termodinámicos a 298 K adjunta, justificar si para dicha temperatura las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: (a) La formación de NO a partir de nitrógeno y oxígeno, en condiciones normales, es un proceso endotérmico. (b) El NO es una sustancia más estable que el NO<sub>2</sub>. (c) La oxidación con oxígeno, en condiciones normales de NO a NO<sub>2</sub> es exotérmica. (d) La oxidación con oxígeno, en condiciones normales de NO a NO<sub>2</sub> es espontánea. (Sept. 1999)

Sustancia	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$\Delta G_f^\circ$ (kJ/mol)
NO (g)	90,25	86,57
NO <sub>2</sub> (g)	33,18	51,30
- Definir la magnitud denominada entalpía de enlace. (b) ¿Cuál es la unidad internacional en que se mide la entalpía de enlace? (c) ¿Cómo se puede calcular la entalpía de una reacción determinada si disponemos de una tabla de valores de las entalpías de enlace? (d) ¿Cómo se explica que la entalpía del enlace C=C no alcance el doble del valor de la entalpía del enlace C-C? (Junio 2000)
- Justificar cuáles de los procesos siguientes serán siempre espontáneos, cuáles no lo serán nunca y en cuáles dependerá de la temperatura. (a) Proceso con  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S > 0$ . (b) Proceso con  $\Delta H > 0$  y  $\Delta S < 0$ . (c) Proceso con  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S < 0$ . (d) Proceso con  $\Delta H > 0$  y  $\Delta S > 0$ . (Junio 2001)

7. Teniendo en cuenta la gráfica que representa los valores de  $\Delta H$  y  $T\Delta S$  para la reacción  $A \rightarrow B$ , razonar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: (a) a 500 K la reacción es espontánea; (b) el compuesto A es más estable que el B a temperaturas inferiores a 400 K; (c) a 400 K el sistema se encuentra en equilibrio; (d) la reacción de transformación de A en B es exotérmica a 600 K. (Junio 2002)



8. En una reacción de combustión de etano en fase gaseosa se consume todo el etano (equilibrio totalmente desplazado hacia los productos): (a) Escribir y ajustar la reacción de combustión. (b) Escribir la expresión para el cálculo de entalpía de reacción ( $\Delta H^{\circ}_r$ ) a partir de las entalpías de formación ( $\Delta H^{\circ}_f$ ). (c) Escribir la expresión para el cálculo de entropía de reacción ( $\Delta S^{\circ}$ ), a partir de las entropías ( $S^{\circ}$ ). (d) Justificar el signo de las magnitudes  $\Delta H^{\circ}_r$  y  $\Delta G^{\circ}_r$ . (Junio 2004)
9. Considerar la combustión de carbón, hidrógeno y metanol. (a) Igualar las correspondientes reacciones de combustión de cada sustancia. (b) Indicar cuáles de los reactivos o productos tienen entalpía de formación nula. (c) Escribir las expresiones para calcular las entalpías de combustión a partir de las entalpías de formación. (d) Indicar cómo calcular la entalpía de formación del metanol a partir únicamente de las entalpías de combustión de las reacciones del apartado (a). (Junio 2006)
10. Considerar la reacción química siguiente:  $2 \text{Cl} (g) \rightarrow \text{Cl}_2 (g)$   
Contestar de forma razonada: (a) ¿Qué signo tiene la variación de entalpía de dicha reacción? (b) ¿Qué signo tiene la variación de entropía de esta reacción? (c) ¿La reacción será espontánea a temperaturas altas o bajas? (d) ¿Cuánto vale  $\Delta H$  de la reacción, si la energía de enlace Cl-Cl es 243 kJ/mol? (Junio 2008)
11. El etanol y el dimetil éter son dos isómeros de función, ambos líquidos, cuyas entalpías de formación son  $\Delta H^{\circ}_f$  (etanol) = -235 kJ/mol y  $\Delta H^{\circ}_f$  (dimetil éter) = -180 kJ/mol. (a) Escribir las reacciones de formación y de combustión de ambos compuestos. (b) Justificar cuál de las dos entalpías de combustión de estos compuestos es mayor en valor absoluto, teniendo en cuenta que los procesos de combustión son exotérmicos. (Junio 2009)

12. La reacción de combustión completa de un hidrocarburo saturado es:
- $$\text{C}_n\text{H}_{2n+2} + \frac{3n+1}{2} \text{O}_2 \rightarrow n \text{CO}_2 + (n+1) \text{H}_2\text{O}$$

Justificar que las siguientes afirmaciones son verdaderas:

- (a) Si todos los hidrocarburos tuviesen igual valor de entalpía de formación, se desprendería mayor cantidad de energía cuanto mayor fuera el valor de n.
- (b) El valor de la entalpía de reacción no cambia si la combustión se hace con aire en lugar de oxígeno.
- (c) Cuando la combustión no es completa se obtiene CO y la energía que se desprende es menor.
- (d) El estado de agregación del  $\text{H}_2\text{O}$  afecta al valor de la energía desprendida, siendo mayor cuando se obtiene en estado líquido. (Sept. 2009)

Compuesto	$\Delta H_f^{\circ}$ (kJ/mol)
$\text{CO}_2 (g)$	-393
$\text{CO} (g)$	-110
$\text{H}_2\text{O} (lq)$	-285
$\text{H}_2\text{O} (vap)$	-241





## Tema 4. Energía de las reacciones químicas

### PROBLEMAS

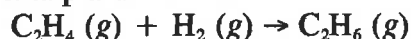
1. Con los datos de la tabla adjunta, calcular la variación de energía interna para la reacción de combustión del benceno.

DATO:  $R = 8,314 \text{ J/molK}$

(Junio 1996)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
CO <sub>2</sub> (g)	-393,13
H <sub>2</sub> O (l)	-285,8
Benceno (l)	49

2. (a) Calcular la variación de entalpía de la reacción:



a partir de los siguientes datos:

REACCION	$\Delta H^\circ$ (kJ)
$\text{H}_2 (g) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (g) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (l)$	- 285,8
$\text{C}_2\text{H}_4 (g) + 3 \text{O}_2 (g) \rightarrow 2 \text{CO}_2 (g) + 2 \text{H}_2\text{O} (l)$	- 1386,09
$\text{C}_2\text{H}_6 (g) + \frac{7}{2} \text{O}_2 (g) \rightarrow 2 \text{CO}_2 (g) + 3 \text{H}_2\text{O} (l)$	- 1539,9

- (b) Calcular el calor puesto en juego cuando 11,2 litros de H<sub>2</sub> (g) a 1 atm y 0°C hidrogena la correspondiente cantidad de eteno. (Sept. 1996)

3. Calcular: (a) el calor de la reacción de hidratación de la cal viva, CaO; (b) el calor desprendido cuando se apaga, añadiendo suficiente cantidad de agua, un megagramo de cal viva.

DATOS: Masas atómicas: Ca = 40; O = 16 (Sept. 1997)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
H <sub>2</sub> O (l)	-285,8
CaO (s)	-634,9
Ca(OH) <sub>2</sub> (s)	-985,6

4. El proceso Deacon para la obtención de cloro gaseoso se basa en hacer reaccionar cloruro de hidrógeno y oxígeno gaseosos. (a) Formular la ecuación igualada del proceso, sabiendo que además de cloro se obtiene también vapor de agua. (b) Determinar la variación de entalpía por mol de cloro formado, interpretando el resultado obtenido. (Junio 1999)

Energías de enlace (kJ/mol)	
H-Cl	432
O=O	499
Cl-Cl	243
O-H	460

5. Utilizando los datos de la tabla, determinar la energía libre de Gibbs a 25°C para la reacción de combustión de 1 mol de monóxido de carbono, e indicar si es o no un proceso espontáneo.

(Junio 1999)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$S^\circ$ (J/molK)
CO <sub>2</sub> (g)	-393,5	213,3
CO (g)	-110,5	197,9
O <sub>2</sub> (g)	0,0	205,0

6. Sabiendo que las entalpías estándar de combustión del hexano líquido, carbono sólido e hidrógeno gas, son de - 4192,0; - 393,1 y -285,8 kJ/mol respectivamente, calcular: (a) la entalpía de formación del hexano líquido a 25°C; (b) el número de moles de hidrógeno consumidos en la formación del hexano líquido cuando se han liberado 30 kJ. (Junio 2000)

7. Dados los datos adjuntos, calcular: (a) la cantidad de calor desprendido en la combustión de 14,5 kg de n-butano; (b) la variación de la energía interna del sistema, considerando 25°C de temperatura.

DATOS:  $R = 8,314 \text{ J/molK}$ ;

Masas atómicas:  $C = 12,0$ ;  $H = 1,0$  (Sept. 2000)

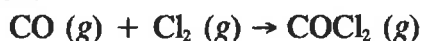
Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$C_4H_{10} (g)$	-124,7
$CO_2 (g)$	-393,5
$H_2O (g)$	-241,8

8. (a) Utilizando los datos adjuntos, calcular las entalpías de combustión del carbón C (s) y del etano  $C_2H_6 (g)$ . (b) A partir de los resultados del apartado anterior, calcular qué sustancia produce más energía por gramo de combustible y por mol de dióxido de carbono formado.

DATOS: Masas atómicas:  $C = 12,0$ ;  $H = 1$  (Junio 2001)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$C_2H_6 (g)$	-84,7
$CO_2 (g)$	-394,0
$H_2O (l)$	-286,0

9. Utilizando los valores que aparecen en la tabla, todos obtenidos a la temperatura de 25°C, y considerando la reacción:



(a) Calcular  $\Delta S^\circ$  de la reacción.

(b) Calcular  $\Delta H^\circ$  de la reacción.

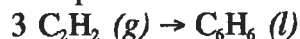
(c) Calcular  $\Delta G^\circ$  de la reacción.

(d) Razonar si la reacción es o no espontánea.

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$S^\circ$ (J/molK)
$CO (g)$	-110,4	197,7
$Cl_2 (g)$	0,0	222,8
$COCl_2 (g)$	-222,8	288,8

(Junio 2001)

10. El benceno ( $C_6H_6$ ) se puede obtener a partir del acetileno ( $C_2H_2$ ) según la reacción:

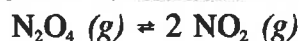


Las entalpías de combustión, a 25°C y 1 atm, para el acetileno y el benceno son, respectivamente, -1300 kJ/mol y -3267 kJ/mol. (a) Calcular  $\Delta H^\circ$  de la reacción de formación del benceno a partir del acetileno y deducir si es un proceso endotérmico o exotérmico. (b) Determinar la energía (expresada en kJ) que se libera en la combustión de 1 gramo de benceno.

DATOS: Masas atómicas:  $C = 12,0$ ;  $H = 1,0$

(Sept. 2001)

11. La descomposición del tetraóxido de dinitrógeno



ocurre espontáneamente a temperaturas altas. Los datos termodinámicos a 298 K se incluyen en la tabla adjunta. Determinar para dicha reacción: (a)  $\Delta H^\circ$  e  $\Delta S^\circ$  a 298 K. (b) La variación de energía interna a 298 K. (c) Si la reacción es espontánea a 298 K en condiciones estándar. (d) La temperatura a partir de la cual el proceso es espontáneo (considerar que  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$  son independientes de la temperatura).

DATO:  $R = 8,314 \text{ J/Kmol}$

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$S^\circ$ (J/molK)
$N_2O_4 (g)$	9,2	304
$NO_2 (g)$	33,2	240

(Junio 2002)

12. La tabla adjunta suministra datos termodinámicos, a 298 K y 1 atm de presión, para el agua en estado líquido y gaseoso. (a) Calcular  $\Delta H^\circ$ ,  $\Delta S^\circ$  y  $\Delta G^\circ$  para el proceso de vaporización del agua. (b) Determinar la temperatura a la que las fases líquida y gaseosa se encuentran en estado de equilibrio. (Considerar que  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$  no cambian con la temperatura).

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$S^\circ$ (J/molK)
H <sub>2</sub> O (l)	- 286	70
H <sub>2</sub> O (g)	- 242	188

(Sept. 2002)

13. Calcular para la formación del etanol: (a) la energía libre estándar. (b) la entropía estándar. DATOS:  $\Delta G_f^\circ$  (kJ/mol): CO<sub>2</sub> (g) = -394,0; H<sub>2</sub>O (l) = -236,9; O<sub>2</sub> (g) = 0  
Datos para el etanol:  $\Delta H_f^\circ$  (l) = -277,3;  $\Delta G^\circ_{\text{combustión}}$  (l) = -1282,5

(Junio 2003)

14. La entalpía de combustión del butano es  $\Delta H_c = - 2642$  kJ/mol, si todo el proceso tiene lugar en fase gaseosa. (a) Calcular la energía media del enlace O-H. (b) Determinar el número de bombonas de butano (6 kg de butano en cada bombona) que hacen falta para calentar una piscina de 50 m<sup>3</sup> de 14 a 27°C.

DATOS: Masas atómicas: C = 12; H = 1;

$c_e$  (calor específico del agua) = 4,18 kJ/kgK (Junio 2003)

Energías de enlace (kJ/mol)	
C-C	346
C=O	730
O=O	487
C-H	413

15. Para la reacción de combustión del etanol, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH, que es un líquido a 25°C, contestar a las siguientes preguntas, con ayuda de los datos de la tabla que se adjunta: (a) Escribir la reacción y calcular su  $\Delta G$  a 25°C. (b) Calcular la variación de la energía interna a 25°C. (c) Explicar si la reacción sería o no espontánea a 727°C (suponer que  $\Delta H_f^\circ$  y  $S^\circ$  son independientes de la temperatura).

DATO: R = 8,31 J/molK

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$S^\circ$ (J/molK)
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (l)	-277,3	160,5
O <sub>2</sub> (g)	0,0	205,0
CO <sub>2</sub> (g)	-393,5	213,6
H <sub>2</sub> O (l)	-285,8	69,9

(Sept. 2003)

16. Si se dispone de naftaleno (C<sub>10</sub>H<sub>8</sub>) como combustible: (a) Calcular su entalpía molar estándar de combustión. (b) Calcular la energía que se desprenderá al quemar 100 g de naftaleno. (c) Calcular el volumen que ocupará el CO<sub>2</sub> desprendido en la combustión de los 100 g de naftaleno si se recoge a temperatura de 25°C y presión 1,20 atm.

DATOS: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16 (Junio 2004)

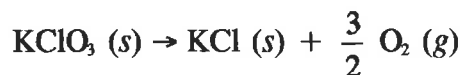
Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
C <sub>10</sub> H <sub>8</sub> (s)	-58,6
CO <sub>2</sub> (g)	-393,6
H <sub>2</sub> O (l)	-284,7

17. La entalpía para la reacción de obtención de benceno líquido a partir de etino gaseoso, 3 C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> (g) → C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> (l), es - 631 kJ/mol. En todo el proceso la temperatura es 25°C y la presión 15 atm. Calcular: (a) Volumen de etino necesario para obtener 0,25 L de benceno líquido. (b) Cantidad de calor que se desprende en dicho proceso. (c) Densidad del etino en dichas condiciones.

DATOS: d (benceno) = 0,874 g/cm<sup>3</sup>. Masas atómicas: H = 1; C = 12.

(Junio 2004)

18. Para la reacción:



calcular:

(a) La variación de entalpía estándar.

(b) La variación de entropía estándar.

(c) La variación de energía de Gibbs estándar.

(d) El volumen de oxígeno, medido a 25°C y 1 atm, que se produce a partir de 36,8 g de KClO<sub>3</sub>.

DATOS: Masas atómicas: K = 39,1; Cl = 35,5; O = 16,0

(Sept. 2004)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$S^\circ$ (J/molK)
KClO <sub>3</sub> (s)	-391,2	143,0
KCl (s)	-435,9	82,7
O <sub>2</sub> (g)	0,0	205,0

19. El ciclohexano se puede obtener por hidrogenación catalítica del benceno. Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, calcular: (a) Las variaciones de entalpía y energía libre de Gibbs de reacción para dicho proceso. (b) El calor desprendido si se emplean 10 L de hidrógeno, medidos a 1 atm y 298 K, para hidrogenar benceno.

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$\Delta G_f^\circ$ (kJ/mol)
Benceno (l)	+49	-124
Ciclohexano (l)	-156	+27

(Junio 2005)

20. En el proceso de descomposición térmica del carbonato de calcio, se forma óxido de calcio y dióxido de carbono. Sabiendo que el horno en el que ocurre el proceso tiene un rendimiento del 65%, contestar a los siguientes apartados.

(a) Formular la reacción y calcular su variación de entalpía.

(b) Calcular el consumo de combustible (carbón mineral) que se requiere para obtener 500 kg de óxido de calcio.

DATO: 1 kg de carbón mineral desprende 8330 kJ.

Masas atómicas: Ca = 40; O = 16

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
CaCO <sub>3</sub> (s)	-1206,9
CaO (s)	-635,1
CO <sub>2</sub> (g)	-393,1

(Junio 2005)

21. Sabiendo que la combustión de 1 g de TNT libera 4600 kJ y considerando los valores de entalpías de formación que se proporcionan, calcular: (a) La entalpía estándar de combustión del CH<sub>4</sub>. (b) El volumen de CH<sub>4</sub>, medido a 25°C y 1 atm de presión, que es necesario quemar para producir la misma energía que 1 g de TNT.

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
CH <sub>4</sub> (g)	-75
CO <sub>2</sub> (g)	-394
H <sub>2</sub> O (g)	-242

(Junio 2006)

22. Consultando la tabla de datos termodinámicos a 298 K adjunta, y sabiendo que la temperatura de ebullición de un líquido es la temperatura a la que el líquido puro y el gas puro coexisten en el equilibrio a 1 atm de presión, es decir  $\Delta G = 0$ , y considerando el siguiente proceso:  $\text{Br}_2 (l) \rightleftharpoons \text{Br}_2 (g)$

(a) Calcular  $\Delta H^\circ$  a 25°C. (b) Calcular  $\Delta S^\circ$ .

(c) Calcular  $\Delta G^\circ$  a 25°C e indicar si el proceso es espontáneo a dicha temperatura.

(d) Determinar la temperatura de ebullición del Br<sub>2</sub>, suponiendo que  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$  no varían con la temperatura.

(Sept. 2006)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$S^\circ$ (J/mol K)
Br <sub>2</sub> (g)	30,91	245,4
Br <sub>2</sub> (l)	0	152,2

23. Sabiendo que las entalpías de combustión del etanol y del ácido etanoico en condiciones estándar son, respectivamente,  $-1372,9$  kJ/mol y  $-870,5$  kJ/mol y que las entalpías normales de formación del agua líquida y del dióxido de carbono son respectivamente  $-285,5$  kJ/mol y  $-393,04$  kJ/mol, calcular: (a) La entalpía de la reacción correspondiente al proceso:



(b) La entalpía de formación del etanol.

(Junio 2007)

24. Para la reacción de hidrogenación del eteno, determinar: (a) La entalpía de reacción a 298 K. (b) La variación de la energía libre de Gibbs a 298 K. (c) La variación la de entropía a 298 K. (d) El intervalo de temperaturas para el que dicha reacción no es espontánea. (Sept. 2008)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$\Delta G_f^\circ$ (kJ/mol)
Eteno (g)	52,3	68,1
Etano (g)	-84,7	-32,9

25. Para la reacción  $2 \text{NO} (g) + \text{O}_2 (g) \rightarrow 2 \text{NO}_2 (g)$   
(a) Calcular la entalpía de reacción a  $25^\circ\text{C}$ . (b) Calcular hasta qué temperatura la reacción será espontánea, sabiendo que para esta reacción  $\Delta S^\circ = -146,4$  J/K. (c) Si reaccionan 2 L de NO, medidos a 293 K y 1,2 atm, con exceso de  $\text{O}_2$ , ¿cuánto calor se desprenderá?  
(Junio 2009)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
NO (g)	90,25
NO <sub>2</sub> (g)	33,18

26. Uno de los métodos de propulsión de misiles se basa en la reacción de la hidracina,  $\text{N}_2\text{H}_4 (l)$ , y el peróxido de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{O}_2 (l)$ , para dar nitrógeno molecular y agua líquida, siendo la variación de entalpía del proceso  $-643$  kJ/mol. (a) Formular e igualar la reacción que tiene lugar. (b) ¿Cuántos litros de nitrógeno, medidos a  $20^\circ\text{C}$  y 50 mm de presión de mercurio se producirán si reaccionan 128 g de  $\text{N}_2\text{H}_4 (l)$ ? (c) ¿Qué cantidad de calor se liberará en el proceso? (d) Calcular la entalpía de formación de la hidracina,  $\text{N}_2\text{H}_4 (l)$ .

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$\text{H}_2\text{O}_2 (l)$	-187,8
$\text{H}_2\text{O} (l)$	-241,8

DATOS: Masas atómicas: H = 1; N = 14.

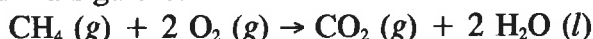
(Sept. 2009)

27. En la reacción de combustión del metanol líquido se produce  $\text{CO}_2 (g)$  y  $\text{H}_2\text{O} (l)$ . Sabiendo que el metanol tiene una densidad de  $0,79$  g/cm<sup>3</sup>, calcular: (a) La entalpía estándar de combustión del metanol líquido. (b) La energía desprendida en la combustión de 1 L de metanol. (c) El volumen de oxígeno necesario para la combustión de 1 L de metanol, medido a  $37^\circ\text{C}$  y 5 atm.

DATOS: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1. (Junio 2010)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
Metanol (l)	-239
$\text{CO}_2 (g)$	-393
$\text{H}_2\text{O} (l)$	-294

28. Sabiendo que se desprenden 890,0 kJ por cada mol de  $\text{CO}_2$  producido según la siguiente reacción:



calcular: (a) La entalpía de formación del metano. (b) El calor desprendido en la combustión completa de un 1 kg de metano. (c) El volumen de  $\text{CO}_2$ , medido a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm, que se produce en la combustión completa de 1 kg de metano.

DATOS: Masas atómicas: C = 12; H = 1

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$\text{CO}_2 (g)$	-393,5
$\text{H}_2\text{O} (l)$	-285,8

(Junio 2010)

29. Los combustibles de automóvil son mezclas complejas de hidrocarburos. Supongamos que la gasolina responde a la fórmula  $C_9H_{20}$ , cuyo calor de combustión es  $\Delta H_c = -6160$  kJ/mol, mientras que el gasoil responde a la fórmula  $C_{14}H_{30}$ , cuyo calor de combustión es  $\Delta H_c = -7940$  kJ/mol. (a) Formular las reacciones de combustión de ambos compuestos y calcular la energía liberada al quemar 10 L de cada uno. (b) Calcular la masa de dióxido de carbono liberada cuando se queman 10 L de cada uno.

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

Densidades: gasolina = 718 g/L; gasoil = 763 g/L

(Junio 2010)

30. El octano es un componente de las gasolinas y su densidad es 0,70 g/mL. Calcular: (a) La entalpía de combustión estándar de un mol de octano líquido. (b) La energía desprendida en la combustión de 2 L de octano. (c) El volumen de oxígeno, medido a 37°C y 2 atm, que se gastará en la combustión anterior.

DATOS: Masas atómicas: C = 12; H = 1 (Junio 2010)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
CO <sub>2</sub> (g)	-393
H <sub>2</sub> O (l)	-286
octano (l)	-250

31. Para el proceso  $Fe_2O_3 (s) + 2 Al (s) \rightarrow Al_2O_3 (s) + 2 Fe (s)$  calcular: (a) La entalpía de reacción en condiciones estándar. (b) La cantidad de calor que se desprende al reaccionar 16 g de  $Fe_2O_3$  con cantidad suficiente de aluminio. (c) La masa de óxido de aluminio obtenido en la reacción del apartado anterior.

DATOS: Masas atómicas: Fe = 56; Al = 27; O = 16

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	-1672
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	-836

(Sept. 2010)

32. El etanol se utiliza como alternativa a la gasolina en algunos motores de vehículos. (a) Escribir la reacción igualada de combustión del etanol, y calcular la energía liberada cuando se quema una cantidad de etanol suficiente para producir 100 L de dióxido de carbono, medido a 1 atm de presión y 25°C. (b) Calcular la energía necesaria para romper todos los enlaces de una molécula de etanol, expresando el resultado en eV.

DATOS:  $N_A = 6,022 \times 10^{23}$ ; 1 eV =  $1,6 \times 10^{-19}$  J

(Sept. 2010)

Energías de enlace (kJ/mol)	
C-C	347
C-O	351
C-H	414
O-H	460

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
Etanol (l)	-277,6
H <sub>2</sub> O (l)	-285,8
CO <sub>2</sub> (g)	-393,5

33. Para la reacción  $PCl_5 (g) \rightleftharpoons PCl_3 (g) + Cl_2 (g)$ ,

calcular: (a) La entalpía y la energía Gibbs de reacción estándar a 298 K. (b) La entropía de reacción estándar a 298 K. (c) La temperatura a partir de la cual la reacción es espontánea. (d) ¿Cuál es el valor de la entropía molar del  $Cl_2$ ?

Compuesto	$\Delta G_f^\circ$ (kJ/mol)	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$S^\circ$ (J/mol K)
PCl <sub>5</sub> (g)	-305,0	-374,9	365
PCl <sub>3</sub> (g)	-267,8	-287,0	312

(Junio 2011)

34. La entalpía de combustión de un hidrocarburo gaseoso  $C_nH_{2n+2}$  es de  $-2220$  kJ/mol. Calcular: (a) La fórmula molecular de este hidrocarburo. (b) La energía desprendida en la combustión de 50 L de este gas, medidos a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm. (c) La masa de  $H_2O$  (l) que se obtendrá en la combustión anterior.  
DATOS: Masas atómicas: H = 1; O = 16 (Junio 2011)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$CO_2$ (g)	-393
$H_2O$ (l)	-285
$C_nH_{2n+2}$ (g)	-106

35. El acetileno o etino ( $C_2H_2$ ) se hidrogena para producir etano. Calcular a  $25^\circ\text{C}$ :  
(a) La entalpía estándar de la reacción.  
(b) La energía de Gibbs estándar de reacción.  
(c) La entropía estándar de reacción.  
(d) La entropía molar del hidrógeno. (Sept. 2011)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$\Delta G_f^\circ$ (kJ/mol)	$S^\circ$ (J/molK)
$C_2H_2$ (g)	227	209	200
$C_2H_6$ (g)	-85	-33	230

36. Se queman 1000 kg de carbón, que contiene un 8% (en masa) de azufre, liberando como gases de combustión  $CO_2$  y  $SO_2$ . Calcular: (a) El calor total obtenido en dicha combustión. (b) El volumen de  $CO_2$  desprendido, medido a 1 atm y 300 K. (c) La masa de  $SO_2$  desprendida. (d) Si todo el  $SO_2$  se convirtiese en ácido sulfúrico, generando lluvia ácida, ¿qué masa de ácido sulfúrico se puede producir? Suponer que un mol de  $SO_2$  produce un mol de  $H_2SO_4$ .  
DATOS: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; S = 32. (Junio 2012)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$CO_2$ (g)	-393
$SO_2$ (g)	-297

37. Se quema benceno en exceso de oxígeno, liberando energía. (a) Formular la reacción de combustión del benceno. (b) Calcular la entalpía de combustión estándar de un mol de benceno líquido. (c) Calcular el volumen de oxígeno, medido a  $25^\circ\text{C}$  y 5 atm, necesario para quemar 1 L de benceno líquido. (d) Calcular el calor necesario para evaporar 10 L de benceno líquido.  
DATOS: Densidad benceno (l) = 0,879 g/mL.  
Masas atómicas: C = 12; H = 1 (Junio 2012)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
benceno (l)	49
benceno (v)	83
agua (l)	-286
$CO_2$ (g)	-393

38. El método de Berthelot para la obtención de benceno consiste en hacer pasar acetileno (etino) a través de un tubo de porcelana calentado al rojo: etino (g)  $\rightarrow$  benceno (l)  
(a) Escribir e igualar la reacción de obtención. (b) Determinar la energía (expresada en kJ) que se libera en la combustión de 1 gramo de benceno. (c) Calcular  $\Delta H^\circ$  de la reacción de formación del benceno a partir del acetileno.  
DATOS: Masas atómicas: H = 1; C = 12.  
Entalpías de combustión (kJ/mol): Acetileno: 1300; Benceno: 3270. (Junio 2012)

39. La levadura y otros microorganismos fermentan la glucosa a etanol y dióxido de carbono:  
 $C_6H_{12}O_6$  (s)  $\rightarrow$  2  $C_2H_5OH$  (l) + 2  $CO_2$  (g)  
(a) Aplicando la ley de Hess, calcular la entalpía estándar de la reacción.  
(b) Calcular la energía desprendida en la obtención de 4,6 g de etanol a partir de glucosa.  
(c) ¿Para qué temperaturas será espontánea la reacción? Razonar la respuesta.  
DATOS: Entalpías de combustión estándar (kJ/mol): glucosa = -2813; etanol = -1367.  
Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16. (Sept. 2012)





40. En un acuario es necesario que haya una cierta cantidad de  $\text{CO}_2$  disuelto en el agua para que las plantas sumergidas puedan realizar la fotosíntesis, en la que se libera oxígeno que ayuda a su vez a la respiración de los peces. Si suponemos que en la fotosíntesis el  $\text{CO}_2$  se transforma en glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ): (a) Formular e igualar la reacción global del proceso de la fotosíntesis. (b) Calcular cuántos gramos de  $\text{CO}_2$  hay que aportar al acuario en un día, para mantener una población de peces que consume en ese periodo 10 L de  $\text{O}_2$ , medidos a 700 mm de Hg y  $22^\circ\text{C}$ . (c) Calcular cuántos gramos de glucosa se producen en las plantas del acuario en un día. (d) Determinar la entalpía de reacción del proceso de la fotosíntesis.  
DATOS: Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16 (Junio 2013)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (s)$	-1271
$\text{CO}_2 (g)$	-394
$\text{H}_2\text{O} (l)$	-286

41. El propano es uno de los combustibles fósiles más utilizados.  
(a) Formular e igualar su reacción de combustión.  
(b) Calcular la entalpía estándar de combustión e indicar si el proceso es exotérmico o endotérmico.  
(c) Calcular los litros de dióxido de carbono que se obtienen, medidos a  $25^\circ\text{C}$  y 760 mm de Hg, si la energía intercambiada ha sido de 5990 kJ.

(Junio 2013)

Energías de enlace (kJ/mol)	
C-C	346
C=O	730
O=O	487
O-H	460
C-H	413

42. Un método para obtener acetileno (etino) consiste en tratar con agua el carburo de calcio ( $\text{CaC}_2$ ). Como productos se obtienen acetileno e hidróxido de calcio. A partir de los datos de la tabla:  
(a) Escribir la reacción igualada. (b) Calcular la entalpía de formación estándar del acetileno. (c) Calcular la entalpía de la reacción de obtención del acetileno del enunciado.  
DATO: Entalpía de combustión del acetileno = -1296 kJ/mol.

(Junio 2013)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$\text{CO}_2 (g)$	-393
$\text{H}_2\text{O} (l)$	-286
$\text{CaC}_2 (s)$	-59
$\text{Ca(OH)}_2$	-986

43. En condiciones estándar, al quemar 2,5 g de etanol se desprenden 75 kJ y al hacer lo mismo con 1,5 g de ácido acético se obtienen 21 kJ.  
(a) Escribir e igualar las reacciones de combustión del etanol y del ácido acético.  
(b) Averiguar los calores de combustión molares de etanol y ácido acético.  
Para el proceso:  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} (l) + \text{O}_2 (g) \rightarrow \text{CH}_3\text{-COOH} (l) + \text{H}_2\text{O} (l)$   
(c) Calcular el valor de  $\Delta H^\circ$  de esta reacción.  
(d) Calcular el valor de  $\Delta U^\circ$  de esta reacción.  
DATOS: R = 8,31 J/molK. Masas atómicas: H = 1, C = 12, O = 16. (Sept. 2013)

44. La combustión del diborano ( $\text{B}_2\text{H}_6$ ) ocurre según la siguiente reacción:  
 $\text{B}_2\text{H}_6 (g) + 3 \text{O}_2 (g) \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 (s) + 3 \text{H}_2\text{O} (g)$   
(a) Calcular la entalpía de la reacción de combustión. (b) Calcular la energía que se libera cuando reaccionan 4,0 g de  $\text{B}_2\text{H}_6$ .  
(c) ¿Qué dato adicional sería necesario para calcular la entalpía de formación del diborano gaseoso si solo dispusiera de la entalpía de combustión del diborano (g) y de las entalpías de formación del  $\text{B}_2\text{O}_3 (s)$  y del agua líquida?  
DATOS: Masas atómicas: B = 10,8; O = 16,0; H = 1,0.

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$\text{B}_2\text{H}_6 (g)$	-57
$\text{B}_2\text{O}_3 (s)$	-1273
$\text{H}_2\text{O} (g)$	-241

(Junio 2014)

45. El denominado «gas de síntesis» se obtiene al calentar carbón a temperaturas elevadas en presencia de vapor de agua, obteniéndose hidrógeno molecular y monóxido de carbono. (a) Formular la reacción de obtención del gas de síntesis. (b) Calcular el calor intercambiado cuando reaccionan 150 g de carbón, suponiendo que su contenido en carbono es del 80% en masa. (c) Calcular el volumen de monóxido de carbono desprendido en la reacción del apartado anterior, medido a 2000 mm Hg y 300°C.

DATO: Masa atómica: C = 12.

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
CO (g)	-110,5
H <sub>2</sub> O (g)	-242,8

(Junio 2014)

46. El pentaborano-9, B<sub>5</sub>H<sub>9</sub>, es un líquido cuya reacción con oxígeno molecular genera B<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (s) y agua líquida. (a) Escribir e igualar la reacción de combustión descrita en el enunciado. (b) Calcular  $\Delta H^\circ$  de dicha reacción de combustión. (c) Razonar si la reacción de combustión del B<sub>5</sub>H<sub>9</sub> será o no espontánea en algún intervalo de temperatura. (d) Calcular el calor intercambiado en la combustión de 22 g de B<sub>5</sub>H<sub>9</sub>.

DATOS: Masas atómicas: H = 1,0; B = 10,8. (Junio 2014)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
B <sub>5</sub> H <sub>9</sub> (l)	-73,2
B <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	-1270
H <sub>2</sub> O (l)	-286

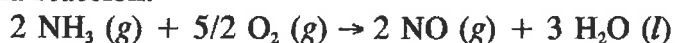
47. Se denominan gases licuados del petróleo (GLP) a mezclas de propano y butano que pueden utilizarse como combustible en diferentes aplicaciones. Cuando se quema 1 kg de una muestra de GLP con exceso de oxígeno, se desprenden  $4,95 \times 10^4$  kJ. Calcular: (a) Las entalpías molares de combustión del propano y del butano. (b) La masa de propano y butano presentes en 1 kg de la muestra de GLP. (c) El volumen (medido en condiciones normales) de CO<sub>2</sub> emitido a la atmósfera por la combustión de 1 kg de la muestra de GLP.

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

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
Propano (l)	-119,8
Butano (l)	-148,0
CO <sub>2</sub> (g)	-393,5
H <sub>2</sub> O (l)	-285,8

(Sept. 2014)

48. Para la reacción:



- (a) Calcular la entalpía estándar de la reacción. Indicar si la reacción es exotérmica. (b) Predecir el signo de la entropía y justificar en qué condiciones de temperatura la reacción es espontánea. (c) Calcular la masa (en kg) de NO que se produce en la combustión de 1 kg de amoníaco.

DATOS: Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
NH <sub>3</sub> (g)	-46,19
NO (g)	90,29
H <sub>2</sub> O (l)	-265,8

(Junio 2015)

49. Considerando como combustibles el metano y el propano:

- (a) Escribir e igualar sus reacciones de combustión. (b) Calcular las entalpías de las reacciones de combustión del metano y del propano. (c) Determinar los gramos de CO<sub>2</sub> que se desprenden cuando se quema 1 kg de cada combustible. (d) Justificar si se obtiene más energía al quemar 1 kg de metano o 1 kg de propano.

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

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
metano (g)	-74,8
propano (g)	-103,8
CO <sub>2</sub> (g)	-393,6
H <sub>2</sub> O (l)	-285,8

(Junio 2015)

50. Considerar la reacción de combustión del butano gaseoso. (a) Formular e igualar dicha reacción. (b) Estimar la variación de entalpía de la reacción a partir de las energías de enlace. (c) Calcular la variación de entalpía de la reacción a partir de las entalpías de formación. (d) Teniendo en cuenta que en el apartado (b) se supone que los productos están en estado gaseoso, utilizar los resultados de los apartados (b) y (c) para estimar la entalpía de vaporización molar del agua. (Sept. 2015)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
butano (g)	-126,6
CO <sub>2</sub> (g)	-393,5
H <sub>2</sub> O (l)	-285,8

Energías de enlace (kJ/mol)	
C-H	415,0
C-C	347,0
O-H	460,0
C=O	802,0
O=O	498,0

51. El amoníaco gas, a 25°C, puede oxidarse en presencia de oxígeno molecular, dando NO y agua.  
 (a) Escribir e igualar esta reacción, y calcular su variación de entalpía.  
 (b) Calcular  $\Delta G^\circ$  para la reacción indicada.  
 (c) Calcular  $\Delta S^\circ$  a 25°C y justificar su signo.  
 (d) Determinar la temperatura a partir de la cual la reacción es espontánea.

Sustancia	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$\Delta G_f^\circ$ (kJ/mol)
NH <sub>3</sub> (g)	-46	-17
NO (g)	90	86
H <sub>2</sub> O (l)	-286	-237

(Junio 2016)

52. Para la reacción  $N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 NO(g)$ , con  $\Delta H = 180,8 \text{ kJ}$

- (a) Calcular el valor de temperatura a partir del cual la reacción es espontánea. (b) Calcular la variación de energía interna para la reacción a 100°C. (c) Calcular el calor absorbido al quemar 10 L de N<sub>2</sub> (g) medidos a 25°C y 1 atm.

DATO: Masa atómica: N = 14,0

(Junio 2016)

Compuesto	S <sup>o</sup> (J/molK)
NO (g)	210
O <sub>2</sub> (g)	200
N <sub>2</sub> (g)	190

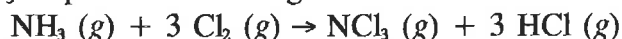
53. Para la descomposición térmica del carbonato de calcio,  $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$ , calcular: (a) La variación de entalpía de la reacción. (b) La variación de entropía de la reacción. (c) La temperatura a partir de la cual el carbonato de calcio se descompone espontáneamente. (d) El calor intercambiado en la descomposición total de una muestra de CaCO<sub>3</sub> Si se obtienen 10,1 g de CaO.

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

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	S <sup>o</sup> (J/molK)
CaCO <sub>3</sub> (s)	-1206,9	93
CaO (s)	-635,1	40
CO <sub>2</sub> (g)	-393,1	214

(Junio 2016)

54. El NCl<sub>3</sub> se puede obtener según la reacción:



Si se liberan 15,5 kJ cuando reacciona totalmente 1 L de NH<sub>3</sub>, medido a 25°C y 0,75 atm, calcular: (a)  $\Delta H^\circ$  de la reacción de obtención de NCl<sub>3</sub> descrita en el enunciado. (b)  $\Delta H_f^\circ$  para el NCl<sub>3</sub>.

(Sept. 2016)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
NH <sub>3</sub> (g)	-46,1
HCl (g)	-92,3

## Tema 5. Cinética química

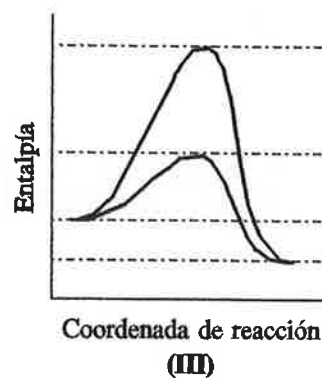
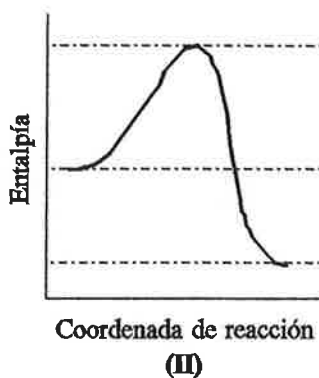
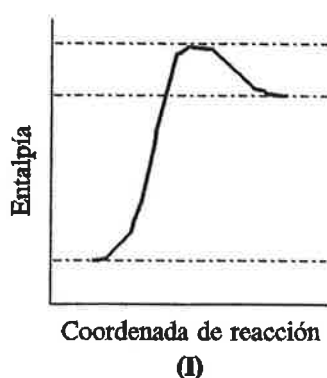
### CUESTIONES

1. El nitrato de amonio es un producto de gran interés industrial puesto que puede usarse como fertilizante y como explosivo con un detonante, descomponiéndose en este caso en nitrógeno, oxígeno y agua. Dada tabla de energías de enlace adjunta, justificar, supuesto que los enlaces entre nitrógeno y oxígeno fuesen N-O, y sin tener en cuenta el enlace iónico entre los iones nitrato y amonio: **(a)** si al descomponerse libera una energía que justifique que sea explosivo; **(b)** ¿por qué será necesario utilizar un detonante para que se produzca la reacción?; ¿cuál es el papel que desempeña?; **(c)** si la reacción es espontánea tanto por su variación de entalpía como por la de entropía; **(d)** si la reacción se desarrolla a gran velocidad.

Energías de enlace (kJ/mol)	
O-H	463
N-H	389
O=O	494
N-N	159
N=N	418
N≡N	941
N-O	175

*(Sept. 1994)*

2. Razonar: **(a)** Si puede deducirse, a partir de las figuras correspondientes, si las reacciones representadas en (I) y (II) son de igual velocidad y si, previsiblemente, serán espontáneas.



- (b)** En la figura (III) se ha representado una reacción catalizada y la misma sin catalizar. Señalar en la figura (que deberá ser copiada en la hoja de examen) cuáles son la  $E_a$  y el  $\Delta H$  en el primer supuesto y cuáles en el segundo. **(c)** ¿Por qué el empleo de un catalizador no es un procedimiento válido para lograr que una reacción no espontánea se produzca?

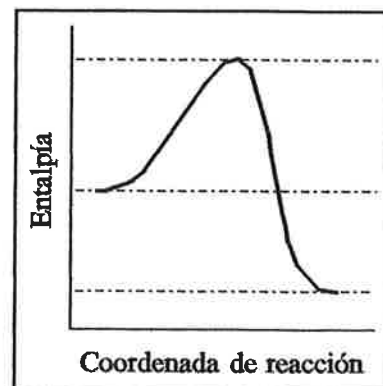
*(Sept. 1996)*

3. Dadas tres reacciones espontáneas cualesquiera, razonar: **(a)** cuál es el signo de  $\Delta G$  para cada una; **(b)** Qué datos sería preciso conocer para saber si al producirse las reacciones, aumenta el grado de desorden, y cuál de ellas transcurriría a mayor velocidad. *(Junio 1997)*

4. Teniendo en cuenta la gráfica adjunta, que debe ser copiada en la hoja de examen:

- (a)** Indicar si la reacción es exotérmica o endotérmica.
- (b)** Representar el valor de  $\Delta H$  de reacción.
- (c)** Representar la curva de reacción al añadir un catalizador positivo.
- (d)** ¿Qué efectos produce el hecho de añadir un catalizador positivo?

*(Junio 1998)*



5. Contestar a las siguientes preguntas: **(a)** ¿Cuál es el concepto de velocidad de reacción? **(b)** ¿En qué unidades se expresa? **(c)** ¿Qué factores influyen en la velocidad de reacción? **(d)** ¿Por qué un catalizador aumenta la velocidad de reacción? *(Junio 2000)*

6. Los siguientes datos describen 4 reacciones químicas del tipo  $A + B \rightarrow C + D$

Reacción	I	II	III	IV
Energía de activación (kJ/mol)	1	0,5	0,7	1,5
$\Delta G$ (kJ/mol)	-2	5	0,7	-0,5
$\Delta H$ (kJ/mol)	0,2	-0,8	0,6	-0,3

Se desea saber: **(a)** ¿Cuál es la reacción más rápida? **(b)** ¿Cuál o cuales de estas reacciones son espontáneas? **(c)** ¿Cuál es la reacción más endotérmica? **(d)** ¿Qué valores de la tabla podrían modificarse por la presencia de un catalizador en cualquiera de las situaciones anteriores? Justificar las respuestas. *(Junio 2000)*

7. Razonar si la velocidad de reacción depende de: **(a)** si el proceso es exotérmico; **(b)** si el proceso es endotérmico; **(c)** si los enlaces que se rompen son más fuertes que los que se forman; **(d)** la temperatura y la presión a las que se realiza el proceso. *(Junio 2001)*

8. Mediante un diagrama de energía-coordenada de la reacción, justificar en cada caso si la velocidad de reacción depende de la diferencia de energía entre:

- (a)** reactivos y productos, en cualquier estado de agregación  
**(b)** reactivos y productos, en su estado estándar  
**(c)** reactivos y estado de transición  
**(d)** productos y estado de transición *(Junio 2001)*

9. Razonar si son correctas o incorrectas las siguientes afirmaciones:

- (a)** En una reacción química no puede ser nunca  $\Delta G = 0$   
**(b)**  $\Delta G$  es independiente de la temperatura  
**(c)** La reacción no es espontánea si  $\Delta G > 0$   
**(d)** La reacción es muy rápida si  $\Delta G < 0$  *(Sept. 2003)*

10. Para la reacción en fase gaseosa ideal:



cuya ecuación cinética o "ley de velocidad" es  $v = k[A]$ , indicar cómo varía la velocidad de reacción: **(a)** Al disminuir el volumen del sistema a la mitad. **(b)** Al variar las concentraciones de los productos, sin modificar el volumen del sistema. **(c)** Al utilizar un catalizador. **(d)** Al aumentar la temperatura. *(Sept. 2003)*

11. La reacción en fase gaseosa  $A + B \rightarrow C + D$  es endotérmica y su ecuación cinética es  $v = k[A]^2$ . Justificar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: **(a)** El reactivo A se consume más deprisa que el B. **(b)** Un aumento de presión total produce un aumento de la velocidad de la reacción. **(c)** Una vez iniciada la reacción, la velocidad de reacción es constante si la temperatura no varía. **(d)** Por ser endotérmica, un aumento de temperatura disminuye la velocidad de reacción. *(Sept. 2004)*

12. La reacción  $A + B \rightarrow C$  es un proceso elemental; responder razonadamente a las siguientes cuestiones: **(a)** ¿Cuáles son las unidades de la velocidad de reacción? **(b)** Escribir la expresión de velocidad en función de las concentraciones. **(c)** Indicar la molecularidad y los órdenes parciales de reacción. **(d)** ¿Se modifica la velocidad de reacción si las concentraciones iniciales de A y B se mantienen constantes pero cambia la temperatura del experimento? *(Junio 2005)*

13. Para la reacción:  $CO(g) + NO_2(g) \rightarrow CO_2(g) + NO(g)$   
la ecuación de velocidad es  $v = k [NO_2]^2$ . Justificar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: **(a)** La velocidad de desaparición del CO es igual que la velocidad de desaparición del  $NO_2$ . **(b)** La constante de velocidad no depende de la temperatura porque la reacción se produce en fase gaseosa. **(c)** El orden total de la reacción es dos. **(d)** Las unidades de la constante de velocidad serán  $mol L^{-1} s^{-1}$ . *(Sept. 2005)*

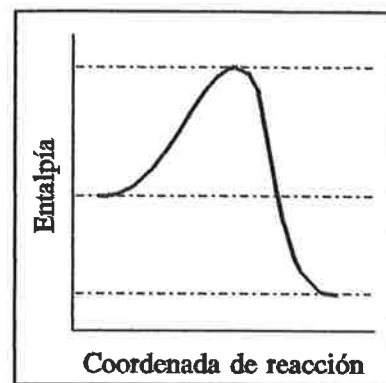
14. Se determinó experimentalmente que la reacción  $2A + B \rightarrow P$  sigue la ecuación de velocidad  $v = k[B]^2$ . Contestar razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. **(a)** La velocidad de desaparición de B es la mitad de la velocidad de formación de P. **(b)** La concentración de P aumenta a medida que disminuyen las concentraciones de los reactivos A y B. **(c)** El valor de la constante de velocidad es función solamente de la concentración inicial de B. **(d)** El orden total de reacción es tres. *(Junio 2006)*

15. La reacción en fase gaseosa  $2A + B \rightarrow 3C$  es una reacción elemental **(a)** Formular la expresión para la ecuación de velocidad. **(b)** Indicar las unidades de la velocidad de reacción y de la constante cinética. **(c)** Justificar cómo afecta a la velocidad de reacción un aumento de la temperatura a volumen constante. **(d)** Justificar cómo afecta a la velocidad de reacción un aumento del volumen a temperatura constante. *(Junio 2006)*

16. En una reacción química del tipo  $3A(g) \rightarrow A_3(g)$  disminuye el desorden del sistema. El diagrama entálpico del proceso se representa en el esquema:

- (a)** ¿Qué signo tiene la variación de entropía de la reacción?  
**(b)** Indicar razonadamente si el proceso indicado puede ser espontáneo a temperaturas altas o bajas.  
**(c)** ¿Qué signo debería tener  $\Delta H$  de la reacción para que ésta no fuera espontánea a ninguna temperatura?

*(Junio 2007)*

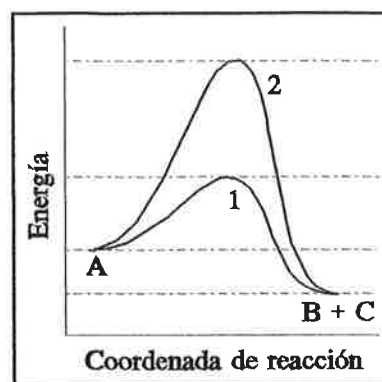


17. La velocidad de la reacción  $A(g) + 2B(g) \rightarrow C(g)$  solo depende de la temperatura y de la concentración de A, de tal manera que si se duplica la concentración de A la velocidad de reacción también se duplica. **(a)** Indicar los órdenes parciales respecto de A y B y escribir la ecuación cinética. **(b)** Justificar para qué reactivo cambia más deprisa la concentración. **(c)** Indicar las unidades de la velocidad de reacción y de la constante cinética. **(d)** Justificar cómo afecta a la velocidad de reacción una disminución de volumen a temperatura constante. *(Junio 2007)*

18. La reacción  $2X + Y \rightarrow X_2Y$  tiene órdenes de reacción 2 y 1 respecto a los reactivos X e Y, respectivamente. **(a)** ¿Cuál es el orden total de la reacción? Escribir la ecuación de velocidad del proceso. **(b)** ¿Qué relación existe entre la velocidad de desaparición de X y la de aparición de  $X_2Y$ ? **(c)** ¿En qué unidades se puede expresar la velocidad de esta reacción? ¿Y la constante de velocidad? **(d)** ¿De qué factor depende el valor de la constante de velocidad de esta reacción? Razonar la respuesta. *(Sept. 2007)*

19. Considerando el diagrama de energía que se muestra, para la reacción  $A \rightarrow B + C$ , contestar razonadamente a las siguientes preguntas:

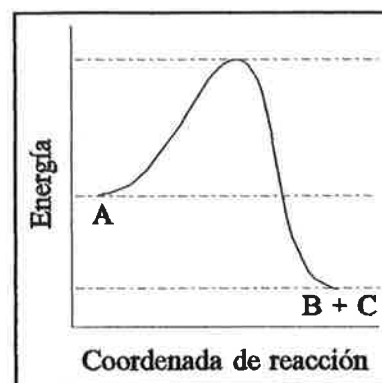
- ¿Cuál puede ser la causa de la diferencia entre la curva 1 y la 2?
- ¿Para cuál de las dos curvas la reacción transcurre a mayor velocidad?
- ¿Qué les sucederá a las constantes de velocidad de reacción si se aumenta la temperatura?
- ¿La reacción es exotérmica o endotérmica? (Sept. 2008)



20. El diagrama energético adjunto corresponde a una reacción química  $A \rightarrow B + C$ , para la cual  $\Delta S = 60 \text{ J/K}$  y el valor absoluto de la variación de entalpía es  $|\Delta H| = 45 \text{ kJ}$ .

- Justificar si la reacción es espontánea a  $25^\circ\text{C}$ .
- Indicar si un aumento de temperatura aumentará más la velocidad de la reacción directa  $A \rightarrow B + C$  o de la reacción inversa  $B + C \rightarrow A$ .

(Junio 2010)



21. Una reacción química del tipo  $A(g) \rightarrow B(g) + C(g)$  tiene a  $25^\circ\text{C}$  una constante cinética  $k = 5 \times 10^{12} \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$ . Contestar razonadamente a las siguientes preguntas: (a) ¿Cuál es el orden de la reacción anterior? (b) ¿Cómo se modifica el valor de la constante  $k$  si la reacción tiene lugar a una temperatura inferior? (c) ¿Por qué no coincide el orden de reacción con la estequiometría de la reacción? (d) ¿Qué unidades tendría la constante cinética si la reacción fuera de orden 1? (Junio 2010)

22. Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando en cada caso la respuesta:

- Si una reacción es endotérmica y se produce un aumento de orden del sistema entonces nunca es espontánea.
- Las reacciones exotérmicas tienen energías de activación negativas.
- Si una reacción es espontánea y  $\Delta S$  es positivo, necesariamente debe ser exotérmica.
- Una reacción  $A + B \rightarrow C + D$  tiene  $\Delta H = -150 \text{ kJ}$  y una energía de activación de  $50 \text{ kJ}$ , por tanto la energía de activación de la reacción inversa es de  $200 \text{ kJ}$ .

(Junio 2011)

23. Dada la reacción elemental  $\text{O}_3(g) + \text{O}(g) \rightleftharpoons 2 \text{O}_2(g)$ , contestar a las siguientes preguntas:

- ¿Cuáles son los órdenes de reacción respecto a cada uno de los reactivos y el orden total de la reacción?
- ¿Cuál es la expresión de la ecuación de velocidad?
- ¿Cuáles son las unidades de la constante de velocidad?
- ¿Qué relación existe entre la velocidad de formación de  $\text{O}_2$  y la de desaparición de  $\text{O}_3$ ?

(Junio 2012)



24. Para la reacción  $A + B \rightarrow C$  se obtuvieron los resultados de la tabla. (a) Determinar la ecuación de velocidad. (b) Determinar las unidades de la constante cinética  $k$ . (c) Indicar cuál de los dos reactivos se consume más deprisa. (d) Explicar cómo se modifica la constante cinética,  $k$ , si se añade más reactivo B al sistema. (Junio 2012)

ENSAYO	[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	v (mol/Ls)
1º	0,1	0,1	X
2º	0,2	0,1	2X
3º	0,1	0,2	4X

25. Para la reacción entre A y B, a partir de los datos de la tabla, justificar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

ENSAYO	[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	v (unidades)
1º	0,25	0,25	0,015
2º	0,50	0,25	0,030
3º	0,25	0,50	0,060
4º	0,50	0,50	0,120

- (a) La reacción es de primer orden respecto a A.  
 (b) El orden total de la reacción es 2.  
 (c) El valor numérico de la constante de velocidad es 0,96.

- (d) Las unidades de la velocidad son L/mols.

(Junio 2013)

26. La ecuación de velocidad para la reacción  $[2A + B \rightarrow C]$  viene dada por la expresión:  $v = k[A][B]^2$ . Justificar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- (a) Duplicar la concentración de B hace que la constante cinética reduzca su valor a la mitad.  
 (b) El orden total de la reacción es igual a 3.  
 (c) Se trata de una reacción elemental.  
 (d) Las unidades de la constante cinética son  $\{\text{tiempo}\}^{-1}$ .

(Junio 2014)

27. La reacción  $A(g) + B(g) \rightarrow C(g)$ , con  $\Delta H^\circ = 28 \text{ kJ}$ , es una reacción elemental. Justificar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- (a) Si la energía de activación de la reacción directa es de 47 kJ, la de la reacción inversa es de 75 kJ.  
 (b) Las unidades de la constante de velocidad son L/mols.  
 (c) La reacción será espontánea solo a altas temperaturas.  
 (d) Un aumento de presión incrementará el valor de la constante de velocidad. (Junio 2014)

28. La reacción igualada  $A + B \rightarrow 2C$  tiene un orden de reacción 2 respecto a A y 1 respecto a B. Justificar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- (a) El orden total de la reacción es 2.  
 (b) Las unidades de la constante cinética son  $\text{Lmol}^{-1}\text{s}^{-1}$ .  
 (c) El valor de la constante cinética no se modifica si se duplica la concentración de A.  
 (d) La velocidad de la reacción es  $v = -(1/2) d[A]/dt$ . (Sept. 2014)

29. Para la reacción entre gases  $A + B \rightarrow C + D$ , cuya ecuación cinética o "ley de velocidad" es  $v = k[A]^2$ , justificar cómo varía la velocidad de reacción:

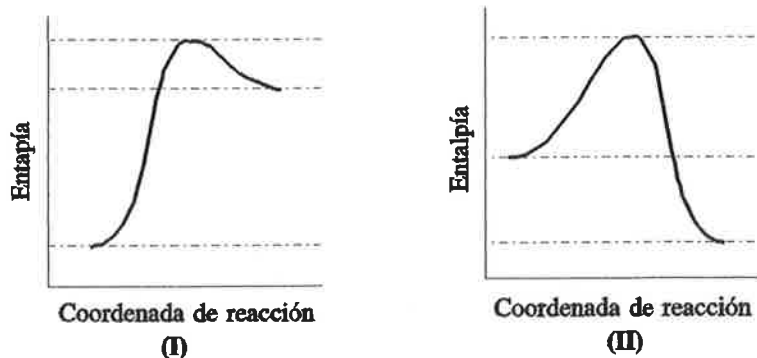
- (a) Al disminuir el volumen del sistema a la mitad, a temperatura constante.  
 (b) Al aumentar las concentraciones de los productos C y D, sin modificar el volumen del sistema.  
 (c) Al utilizar un catalizador.  
 (d) Al aumentar la temperatura. (Junio 2015)

30. La reacción entre gases  $A_2 + 3 B_2 \rightarrow 2 AB_3$ , presenta la ley de velocidad  $v = k[B_2][A_2]^2$ .
- (a) Expresar la velocidad de la reacción con respecto a  $B_2$  y con respecto al producto.
  - (b) Justificar el orden total, los órdenes parciales y deducir las unidades de la constante cinética.
  - (c) Calcular cuánto varía la velocidad de reacción al duplicar el volumen del recipiente, a temperatura constante. *(Junio 2016)*
31. Considerar la reacción  $A + B \rightarrow C$  e indicar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones, justificando la respuesta:
- (a) Un aumento de la temperatura siempre aumenta la velocidad de la reacción porque se reduce la energía de activación.
  - (b) Un aumento de la concentración de A siempre aumenta la velocidad de la reacción.
  - (c) Las unidades de la velocidad de la reacción dependen del orden total de la misma.
  - (d) El orden total de reacción puede ser distinto de dos. *(Junio 2016)*
32. La reacción  $A + 2 B \rightarrow C$  que transcurre en fase gaseosa es una reacción elemental.
- (a) Formular la expresión de la ley de velocidad.
  - (b) ¿Cuál es el orden de reacción respecto a B? ¿Cuál es el orden global?
  - (c) Deducir las unidades de la constante cinética.
  - (d) Justificar cómo afecta a la velocidad de reacción un aumento de volumen a temperatura constante. *(Sept. 2016)*

## Tema 6. El equilibrio químico

### CUESTIONES

1. En la figura están representadas las variaciones de entalpía durante el transcurso de dos reacciones químicas: (I) y (II)



De las siguientes afirmaciones, indicar cuáles son verdaderas y cuáles no lo son y porqué:

- (a) La reacción I es endotérmica y la reacción II es exotérmica.  
(b) La variación de entalpía en ambas reacciones es la misma.  
(c) La E de activación de la reacción I es mayor que la E de activación de la reacción II.  
(d) Un aumento de temperatura en la reacción I aumenta la cantidad de producto formado.

(Sept. 1995)

2. Dado el equilibrio:  $4 \text{HCl} (g) + \text{O}_2 (g) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (g) + 2 \text{Cl}_2 (g) \quad \Delta H = (-)$   
Razonar cuál de las cuatro situaciones propuestas a continuación daría lugar a un mayor rendimiento en la preparación de cloro: (a) disminuir la presión y aumentar la temperatura; (b) aumentar la presión y disminuir la temperatura; (c) aumentar la presión y la temperatura; (d) disminuir la presión y la temperatura.

(Junio 1997)

3. El dióxido de nitrógeno, gas de color pardo rojizo, reacciona consigo mismo (se dimeriza) para dar tetraóxido de dinitrógeno, gas incoloro. Una mezcla en equilibrio a  $0^\circ\text{C}$  es casi incolora y a  $100^\circ\text{C}$  tiene un color pardo rojizo. (a) Escribir el equilibrio químico correspondiente a la reacción de dimerización. (b) ¿Es exotérmica o endotérmica la reacción de dimerización? (c) ¿Qué ocurrirá si a  $100^\circ\text{C}$  se aumenta la presión del sistema? (d) Escribir la expresión de la constante de equilibrio  $K_p$ , en función del grado de disociación y de la presión total.

(Junio 1999)

4. A partir de la reacción:  $4 \text{NH}_3 (g) + 5 \text{O}_2 (g) \rightleftharpoons 4 \text{NO} (g) + 6 \text{H}_2\text{O} (g)$   
(a) Escribir las expresiones de las constantes  $K_c$  y  $K_p$  de la reacción; (b) establecer la relación entre los valores de  $K_c$  y  $K_p$  en esta reacción; (c) razonar cómo influiría en el equilibrio un aumento de la presión; (d) si se aumentase la concentración de  $\text{O}_2$ , explicar en qué sentido se desplazaría el equilibrio; ¿se modificaría la constante de equilibrio?

(Junio 1999)

5. Dado el equilibrio  $\text{A}_2 (g) \rightleftharpoons 2 \text{A} (g) \quad \Delta H = 86 \text{ kJ}$   
contestar razonadamente las siguientes preguntas: (a) ¿Es estable la molécula  $\text{A}_2$ ? (b) ¿Cómo hay que variar la temperatura para favorecer un desplazamiento del equilibrio hacia la derecha? (c) ¿Cómo influiría un aumento de presión en el valor de  $K_p$ ? (d) ¿Cómo afectaría un aumento de presión en la disociación de  $\text{A}_2$ ?

(Sept. 2000)

6. Para los siguientes equilibrios:



(a) Escribir las expresiones de  $K_c$  y  $K_p$ . (b) Razonar qué sucederá en los equilibrios 1º y 2º si se aumenta la presión a temperatura constante. (Junio 2001)

7. Considerar el equilibrio:  $2 \text{NOBr} (g) \rightleftharpoons 2 \text{NO} (g) + \text{Br}_2 (g)$

Razonar cómo variará el número de moles de  $\text{Br}_2$  en el recipiente si: (a) se añade  $\text{NOBr}$ ; (b) se aumenta el volumen del recipiente; (c) se añade  $\text{NO}$ ; (d) se pone un catalizador.

(Sept. 2001)

8. En un recipiente cerrado tiene lugar la reacción  $\frac{1}{2} \text{H}_2 (g) + \frac{1}{2} \text{F}_2 (g) \rightleftharpoons \text{HF} (g)$

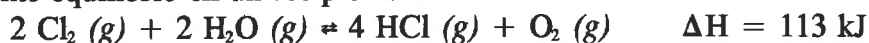
con un  $\Delta H^\circ$  de  $-270,9 \text{ kJ/mol}$ , justificar qué le ocurrirá al equilibrio si se efectúan las modificaciones siguientes: (a) se añade un mol de  $\text{F}_2$  permaneciendo constantes la temperatura y el volumen del recipiente; (b) se disminuye el volumen del recipiente; (c) se introduce un mol de helio sin variar la temperatura ni el volumen del recipiente; (d) se eleva la temperatura, manteniendo la presión constante. (Junio 2002)

9. Para la reacción  $\text{Sb}_2\text{O}_5 (g) \rightleftharpoons \text{Sb}_2\text{O}_3 (g) + \text{O}_2 (g)$  se cumple  $\Delta H > 0$ .

Explicar qué le sucede al equilibrio si: (a) Disminuye la presión a temperatura constante. (b) Se añade  $\text{Sb}_2\text{O}_3$  a volumen y temperatura constantes.

Explicar qué le sucede a la constante de equilibrio si: (c) Se añade un catalizador a presión y temperatura constantes. (d) Aumenta la temperatura. (Junio 2002)

10. Se establece el siguiente equilibrio en un recipiente cerrado:



Razonar cómo afectaría a la concentración de  $\text{O}_2$ : (a) la adición de  $\text{Cl}_2$ ; (b) el aumento del volumen del recipiente; (c) el aumento de la temperatura; (d) la utilización de un catalizador. (Junio 2003)

11. Justificar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

(a) Un valor negativo de una constante de equilibrio significa que la reacción inversa es espontánea.

(b) Para una reacción exotérmica, se produce un desplazamiento hacia la formación de productos al aumentar la temperatura.

(c) Para una reacción a temperatura constante con igual número de moles gaseosos de reactivos y productos, no se produce desplazamiento del equilibrio si se modifica la presión.

(d) Para una reacción a temperatura constante donde únicamente son gases los productos, el valor de la constante de equilibrio disminuye cuando disminuimos el volumen del recipiente. (Junio 2003)

12. Para la reacción de síntesis del amoníaco  $\text{N}_2 (g) + 3 \text{H}_2 (g) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (g)$

se conocen los valores, a temperatura ambiente, de las siguientes magnitudes:  $\Delta H^\circ_r$ , (valor negativo),  $\Delta G^\circ_r$ , (valor negativo),  $K_p$  (valor muy alto) y  $E_a$  (valor muy alto). Contestar a las siguientes preguntas, indicando cuál o cuáles de dichas magnitudes están directamente relacionadas con los conceptos que se enumeran a continuación:

(a) Intercambio de calor ¿cuál es el sentido del intercambio de calor para esta reacción?

(b) Espontaneidad. ¿En que sentido es espontánea la reacción?

(c) Velocidad de reacción. ¿Es rápida o lenta la reacción?

(d) Efecto de la presión. ¿Qué efecto tiene para esta reacción un aumento de presión?

(Junio 2005)

13. El dióxido de nitrógeno es un gas que se presenta en la forma monómera a 100°C. Cuando se disminuye la temperatura del reactor hasta 0°C se dimeriza para dar tetraóxido de dinitrógeno gaseoso. (a) Formular el equilibrio químico correspondiente a la reacción de dimerización. (b) ¿Es exotérmica o endotérmica la reacción de dimerización? (c) Explicar el efecto que produce sobre el equilibrio una disminución del volumen del reactor a temperatura constante. (d) Explicar cómo se verá afectado el equilibrio si disminuye la presión total, a temperatura constante. *(Junio 2005)*

14. Al calentar el dióxido de nitrógeno se disocia en fase gaseosa en monóxido de nitrógeno y oxígeno: (a) Formular la reacción química que tiene lugar. (b) Escribir la expresión de  $K_p$  para esta reacción. (c) Explicar el efecto que produce un aumento de presión total sobre el equilibrio. (d) Explicar cómo se verá afectada la constante de equilibrio al aumentar la temperatura. *(Junio 2006)*

15. En la siguiente reacción química a 298 K:  
 amoníaco (gas) + O<sub>2</sub> (gas)  $\rightleftharpoons$  monóxido de nitrógeno (gas) + agua (líquida)  
 la entalpía de reacción es negativa. (a) Formular e igualar la ecuación química correspondiente con coeficientes estequiométricos enteros. (b) Escribir la expresión de la constante de equilibrio  $K_c$ . (c) Razonar cómo se modificará el equilibrio al aumentar la presión total, a la misma temperatura. (d) Explicar razonadamente cómo se podría aumentar el valor de la constante de equilibrio. *(Sept. 2006)*

16. La reacción  $2 \text{H}_2\text{O} (l) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2 (g) + \text{O}_2 (g)$   
 no es espontánea a 25°C. Justificar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.  
 (a) La variación de entropía es positiva porque aumenta el número de moles gaseosos.  
 (b) Se cumple que  $K_p/K_c = RT$ .  
 (c) Si se duplica la presión de H<sub>2</sub>, a temperatura constante, el valor de  $K_p$  aumenta.  
 (d) La reacción es endotérmica a 25°C. *(Sept. 2007)*

17. Un componente A se descompone según la reacción  $2 \text{A} \rightleftharpoons \text{B} + \text{C}$  que es exotérmica, espontánea a temperatura ambiente y tiene una energía de activación alta. (a) Indicar, en un diagrama de entalpías, entalpía de reacción y energía de activación. (b) Justificar si la reacción de descomposición es rápida o lenta a temperatura ambiente. (c) Justificar qué proceso es más rápido, el directo o el inverso. (d) Justificar si un aumento de temperatura favorece la descomposición desde el punto de vista del equilibrio y de la cinética. *(Junio 2008)*

18. Considerando la reacción  $2 \text{SO}_2 (g) + \text{O}_2 (g) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (g)$   
 razonar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:  
 (a) Un aumento de la presión conduce a una mayor producción de SO<sub>3</sub>.  
 (b) Una vez alcanzado el equilibrio, dejan de reaccionar las moléculas de SO<sub>2</sub> y O<sub>2</sub> entre sí.  
 (c) El valor de  $K_p$  es superior al de  $K_c$ , a temperatura ambiente.  
 (d) La expresión de la constante de equilibrio en función de las presiones parciales es:

$$K_p = \frac{P_{\text{SO}_2}^2 \cdot P_{\text{O}_2}}{P_{\text{SO}_3}^2} \quad \text{(Junio 2008)}$$

19. Dada la reacción endotérmica para la obtención de hidrógeno  $\text{CH}_4 (g) \rightleftharpoons \text{C} (s) + 2 \text{H}_2 (g)$   
 (a) Escribir la expresión de la constante de equilibrio  $K_p$ . (b) Justificar cómo afecta un aumento de presión al valor de  $K_p$ . (c) Justificar cómo afecta una disminución de volumen a la cantidad de H<sub>2</sub> obtenida. (d) Justificar cómo afecta un aumento de temperatura a la cantidad de H<sub>2</sub> obtenida. *(Junio 2009)*

20. Justificar si son verdaderas o falsas cada una de las afirmaciones siguientes:
- La presencia de un catalizador afecta a la energía de activación de una reacción química, pero no a la constante de equilibrio.
  - En una reacción con  $\Delta H < 0$ , la energía de activación del proceso directo ( $E_a$ ) es siempre menor que la del proceso inverso ( $E_a'$ ).
  - Una vez alcanzado el equilibrio en la reacción del apartado anterior, un aumento de temperatura desplaza el equilibrio hacia los reactivos.
  - Una vez alcanzado el equilibrio se igualan los valores de las constantes cinéticas de los procesos directo e inverso. *(Junio 2009)*
21. En las siguientes comparaciones entre magnitudes termodinámicas y cinéticas indicar qué parte de la afirmación es falsa y qué parte es verdadera:
- En una reacción exotérmica tanto la entalpía de reacción como la energía de activación son negativas.
  - Las constantes de velocidad y de equilibrio son adimensionales.
  - Un aumento de temperatura siempre aumenta los valores de las constantes de velocidad y de equilibrio.
  - La presencia de catalizadores aumenta tanto la velocidad de reacción como la constante de equilibrio. *(Sept. 2009)*
22. Considerando el equilibrio existente entre el oxígeno molecular y el ozono, de acuerdo a la reacción  $3 \text{O}_2 (g) \rightleftharpoons 2 \text{O}_3 (g)$ , cuya entalpía de reacción  $\Delta H = 284 \text{ kJ}$ , justificar: (a) El efecto que tendría sobre el equilibrio un aumento de la presión del sistema. (b) El efecto que tendría sobre la cantidad de ozono en el equilibrio una disminución de la temperatura. (c) El efecto que tendría sobre el equilibrio la adición de un catalizador. (d) El efecto que tendría sobre la constante de equilibrio  $K_p$  añadir más ozono al sistema. *(Junio 2010)*
23. El dióxido de nitrógeno es un gas de color rojizo que reacciona consigo mismo (se dimeriza) para dar lugar al tetraóxido de dinitrógeno, que es un gas incoloro. Se ha comprobado que una mezcla a  $0^\circ\text{C}$  es prácticamente incolora mientras que a  $100^\circ\text{C}$  tiene color rojizo. Teniendo esto en cuenta: (a) Escribir la reacción que tiene lugar. (b) Justificar si la reacción es exotérmica o endotérmica. (c) ¿Qué cambio de color se apreciará a  $100^\circ\text{C}$  si se aumenta la presión del sistema? (d) Justificar si se modificará el color de la mezcla si, una vez alcanzado el equilibrio, se añade un catalizador. *(Junio 2010)*
24. La siguiente descomposición:  $2 \text{NaHCO}_3 (s) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3 (s) + \text{H}_2\text{O} (g) + \text{CO}_2 (g)$  es un proceso endotérmico. (a) Escribir la expresión para la constante de equilibrio  $K_p$  de la reacción indicada. (b) Razonar cómo afecta al equilibrio un aumento de la temperatura. (c) Razonar cómo afecta a la cantidad de  $\text{CO}_2$  desprendido un aumento de la cantidad de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . (d) Justificar cómo afecta al equilibrio la eliminación del  $\text{CO}_2$  del medio. *(Sept. 2010)*
25. La síntesis del amoníaco según la reacción en fase gaseosa,  $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$ , es un buen ejemplo para diferenciar factores cinéticos y termodinámicos. (a) Escribir la expresión para calcular la entalpía de esta reacción en función de las entalpías de formación y justificar que dicha reacción es exotérmica. (b) Justificar, desde el punto de vista termodinámico, que dicha reacción está favorecida a bajas temperaturas. (c) Justificar, desde el punto de vista cinético, que dicha reacción está favorecida a altas temperaturas. (d) Escribir la expresión para  $K_p$  en función de la presión total. *(Sept. 2010)*
- DATO:  $\Delta H^\circ_f (\text{NH}_3) < 0$ .

26. En sendos recipientes R1 y R2, de 1 L cada uno, se introduce 1 mol de los compuestos A y B, respectivamente. Se producen las reacciones cuya información se resume en la tabla:

	Reacción	Concentración inicial	Ecuación cinética reacción directa	Constante cinética	Constante de equilibrio
R1	$A \rightleftharpoons C + D$	$[A]_0 = 1 \text{ M}$	$v_1 = k_1 [A]$	$k_1 = 1 \text{ s}^{-1}$	$K_1 = 50$
R2	$B \rightleftharpoons E + F$	$[B]_0 = 1 \text{ M}$	$v_2 = k_2 [B]$	$k_2 = 100 \text{ s}^{-1}$	$K_2 = 2 \times 10^{-3}$

Justificar las siguientes afirmaciones, todas ellas verdaderas.

- (a) La velocidad inicial es mucho menor en R1 que en R2.  
 (b) Cuando se alcance el equilibrio, la concentración de A será menor que la de B.  
 (c) Una vez alcanzado el equilibrio, tanto A como B siguen reaccionando, pero a velocidad inferior a la velocidad inicial.  
 (d) Para las reacciones inversas en R1 y R2 se cumple  $k_{-1} < k_{-2}$ . (Junio 2011)
27. Considerando la ecuación termoquímica de evaporación del agua:  $\text{H}_2\text{O} (l) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} (g)$ , y teniendo en cuenta que para evaporar agua líquida es necesario calentar, justificar utilizando criterios termodinámicos las siguientes afirmaciones (todas ellas verdaderas):  
 (a) Si a presión atmosférica la temperatura se eleva por encima de la temperatura de ebullición se tiene únicamente vapor de agua.  
 (b) Si a la temperatura de ebullición del agua se aumenta la presión, el vapor de agua se condensa.  
 (c) La evaporación del agua tiene  $\Delta S^\circ > 0$ .  
 (d) El cambio de energía interna del proceso es menor que el cambio de entalpía. (Junio 2011)
28. Para la reacción en fase gaseosa  $A + B \rightleftharpoons C$  los valores de entalpía de reacción y energía de activación de la reacción directa son:  $\Delta H = -150 \text{ kJ/mol}$  y  $E_a = 85 \text{ kJ/mol}$ . (a) Justificar el efecto de un aumento de temperatura en la constante de equilibrio y en la composición en equilibrio. (b) Justificar el efecto de un aumento de temperatura en la constante de velocidad y en la velocidad de la reacción directa. (c) Justificar el efecto de un aumento de volumen en la constante de equilibrio y en la composición en equilibrio. (d) Determinar, para la reacción inversa  $C \rightleftharpoons A + B$ , los valores de  $\Delta H$  y  $E_a$  y justificar si la constante de velocidad de la reacción inversa será mayor o menor que la directa. (Junio 2012)
29. Considerar la reacción exotérmica  $A + B \rightarrow C + D$ . Razonar por qué las siguientes afirmaciones son falsas para este equilibrio:  
 (a) Si la constante de equilibrio tiene un valor muy elevado es porque la reacción directa es muy rápida.  
 (b) Si aumenta la temperatura, la constante cinética de la reacción directa disminuye.  
 (c) El orden total de la reacción directa es igual a 3.  
 (d) Si se añade un catalizador, la constante de equilibrio aumenta. (Sept. 2012)
30. Para las sales cloruro de plata y yoduro de plata, cuyas constantes de producto de solubilidad, a  $25^\circ\text{C}$ , son  $1,6 \times 10^{-10}$  y  $8 \times 10^{-17}$ , respectivamente: (a) Formular los equilibrios heterogéneos de disociación y escribir las expresiones para las constantes del producto de solubilidad de cada una de las sales indicadas, en función de sus solubilidades. (b) Calcular la solubilidad de cada una de estas sales en g/L. (c) ¿Qué efecto produce la adición de cloruro de sodio sobre una disolución saturada de cloruro de plata? (d) ¿Cómo varía la solubilidad de la mayoría de las sales al aumentar la temperatura? Justificar la respuesta.  
 DATOS: Masas atómicas:  $\text{Cl} = 35,5$ ;  $\text{Ag} = 108,0$ ;  $\text{I} = 127,0$ . (Sept. 2012)

31. Cuando se trata agua líquida con exceso de azufre sólido en un recipiente cerrado, a 25°C, se obtienen los gases sulfuro de hidrógeno y dióxido de azufre.  
 (a) Formular el equilibrio que se establece entre reactivos y productos.  
 (b) Escribir las expresiones de  $K_c$  y  $K_p$ .  
 (c) Indicar cómo afecta al equilibrio un aumento de presión.  
 (d) Indicar el signo de la variación de entropía del proceso. (Junio 2013)
32. El yoduro de bismuto (III) es una sal muy poco soluble en agua. (a) Escribir el equilibrio de solubilidad del yoduro de bismuto sólido en agua. (b) Escribir la expresión para la solubilidad del compuesto  $\text{BiI}_3$  en función de su producto de solubilidad. (c) Sabiendo que la sal presenta una solubilidad de 0,7761 mg en 100 mL de agua a 20°C, calcular la constante del producto de solubilidad a esa temperatura.  
 DATOS. Masas atómicas: Bi = 209,0; I = 126,9 (Junio 2013)
33. La siguiente reacción, no igualada:  $\text{CH}_3\text{OH} (l) + \text{O}_2 (g) \rightleftharpoons \text{CO}_2 (g) + \text{H}_2\text{O} (l)$  es exotérmica a 25°C. (a) Escribir la expresión para la constante de equilibrio  $K_p$  de la reacción indicada. (b) Razonar cómo afecta al equilibrio un aumento de la temperatura. (c) Razonar cómo afecta a la cantidad de  $\text{CO}_2$  desprendido un aumento de la cantidad de  $\text{CH}_3\text{OH} (l)$ . (d) Justificar cómo se modifica el equilibrio si se elimina  $\text{CO}_2$  del reactor. (Junio 2013)
34. Se tiene una reacción en equilibrio del tipo:  $a \text{A} (g) + b \text{B} (g) \rightleftharpoons c \text{C} (l) + d \text{D} (s)$ .  
 (a) Escribir la expresión de  $K_p$ . (b) Justificar cómo se modifica el equilibrio cuando se duplica el volumen del recipiente. (c) Justificar cómo se modifica el equilibrio si se aumenta la presión parcial de la sustancia A. (d) Justificar qué le ocurre al valor de  $K_p$  si aumenta la temperatura del sistema. (Sept. 2013)
35. El hidróxido de cadmio es una sustancia cuyo producto de solubilidad es  $7,2 \times 10^{-15}$  a 25°C, y aumenta al aumentar la temperatura. Justificar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:  
 (a) El proceso de solubilización de esta sustancia es exotérmico.  
 (b) La solubilidad a 25°C tiene un valor de  $1,24 \times 10^{-5}$  g/L.  
 (c) Esta sustancia se disuelve más fácilmente si se reduce el pH del medio.  
 DATOS: Masas atómicas: H = 1; O = 16; Cd = 112. (Junio 2014)
36. Considerar el siguiente equilibrio:  $\text{SbCl}_3 (ac) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightleftharpoons \text{SbOCl} (s) + \text{HCl} (ac)$ . Sabiendo que es endotérmico en el sentido en que está escrita la reacción, y teniendo en cuenta que no está igualada:  
 (a) Razonar cómo afecta a la cantidad de  $\text{SbOCl}$  un aumento en la cantidad de  $\text{HCl}$ .  
 (b) Razonar cómo afecta a la cantidad de  $\text{SbOCl}$  un aumento en la cantidad de  $\text{SbCl}_3$ .  
 (c) Escribir la expresión de  $K_c$ , para esta reacción.  
 (d) Razonar cómo afecta un aumento de temperatura al valor de  $K_c$ . (Junio 2014)
37. Explicar cuáles de las siguientes reacciones, sin igualar, modifican su composición en el equilibrio por un cambio en la presión total. Indicar cómo variarían las cantidades de los productos o los reactivos si se tratase de un aumento de presión.  
 (a)  $\text{Ni} (s) + \text{CO} (g) \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{CO})_4 (g)$   
 (b)  $\text{CH}_4 (g) + \text{H}_2\text{O} (g) \rightleftharpoons \text{CO} (g) + \text{H}_2 (g)$   
 (c)  $\text{SO}_2 (g) + \text{O}_2 (g) \rightleftharpoons \text{SO}_3 (g)$   
 (d)  $\text{O}_3 (g) \rightleftharpoons \text{O}_2 (g)$  (Sept. 2014)



38. Considerar los siguientes compuestos y sus valores de  $K_s$  (a  $25^\circ\text{C}$ ) indicados en la tabla: (a) Formular cada uno de sus equilibrios de solubilidad. (b) Escribir en orden creciente, de forma justificada, la solubilidad molar de estos compuestos.

Compuesto	$K_s$
Sulfato de bario	$1,1 \times 10^{-10}$
Sulfuro de cadmio	$8,0 \times 10^{-28}$
Hidróxido de hierro (II)	$1,0 \times 10^{-16}$
Carbonato de calcio	$8,7 \times 10^{-9}$

(Junio 2015)

39. Indicar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones, justificando la respuesta:
- Una reacción espontánea nunca puede ser endotérmica.
  - Cuando aumenta la temperatura en un equilibrio exotérmico, la constante de velocidad de la reacción directa disminuye.
  - En una reacción entre gases del tipo  $A + 2B \rightleftharpoons 2C$ , los valores de  $K_c$  y  $K_p$  son iguales.
  - En una reacción entre gases del tipo  $A + 2B \rightleftharpoons 2C + D$ , un aumento en la presión del recipiente a temperatura constante no modifica la cantidad de reactivos y productos presentes en el equilibrio.
- (Sept. 2015)

40. La reacción entre gases  $2A + B \rightleftharpoons 3C$  tiene  $\Delta H = -120 \text{ kJ/mol}$ , y para la reacción inversa  $E_a = 180 \text{ kJ/mol}$ .

- Utilizando un diagrama energético de la reacción, calcular  $E_a$  para la reacción directa.
  - Justificar si un aumento de temperatura tendrá mayor efecto sobre la constante de velocidad de la reacción directa o de la inversa.
  - Justificar qué efecto tendrá un aumento de temperatura sobre las cantidades de reactivos y productos en el equilibrio.
  - Si para esta reacción  $\Delta S < 0$ , explicar si la reacción del enunciado es espontánea a temperaturas altas o bajas.
- (Sept. 2015)

41. En un recipiente A se introduce 1 mol de  $\text{Ca(OH)}_2$  sólido y en otro recipiente B 1 mol de  $\text{Ba(OH)}_2$  sólido, y se añade la misma cantidad de agua a cada uno de los recipientes.

- Formular los equilibrios heterogéneos de disociación de estas sales y escribir las expresiones para sus constantes del producto de solubilidad en función de las solubilidades correspondientes.
- Justificar, sin hacer cálculos, en qué disolución la concentración molar del catión es mayor.
- Justificar cómo se modifica la concentración de  $\text{Ca}^{2+}$  en disolución si al recipiente A se le añade hidróxido de sodio sólido.
- Justificar si se favorece la solubilidad del  $\text{Ba(OH)}_2$  si al recipiente B se le añade ácido clorhídrico.

DATOS: Productos de solubilidad:  $\text{Ca(OH)}_2 = 10^5$ ;  $\text{Ba(OH)}_2 = 10^2$  (Junio 2016)

42. La reacción entre el amoníaco y el oxígeno molecular a  $25^\circ\text{C}$  es exotérmica y produce monóxido de nitrógeno y agua. En estas condiciones todos los compuestos se encuentran en estado gaseoso, excepto el agua que está en estado líquido. (a) Formular la reacción igualando el equilibrio con coeficientes estequiométricos enteros, detallando los estados de agregación de cada sustancia. (b) Formular la expresión de  $K_c$  y justificar si su valor es superior al de  $K_p$ . (c) Razonar cómo influye sobre el desplazamiento del equilibrio una disminución de la presión total. (d) Justificar de qué modo se podría aumentar el valor de  $K_c$ .

(Junio 2016)

43. Considerar el equilibrio:  $X(g) + 2 Y(g) \rightarrow Z(g)$  con  $\Delta H < 0$ .  
Si la presión disminuye, la temperatura aumenta y se añade un catalizador, justificar si los siguientes cambios son verdaderos o falsos.
- (a) La velocidad de la reacción aumenta.
  - (b) La constante de equilibrio aumenta.
  - (c) La energía de activación disminuye.
  - (d) La concentración de Z en el equilibrio disminuye. *(Sept. 2016)*
44. La solubilidad del hidróxido de cobre (II) en agua es  $9,75 \times 10^{-6}$  g/L. (a) Escribir el equilibrio de solubilidad del hidróxido de cobre (II) en agua. (b) Calcular su solubilidad molar. (c) Calcular el producto de solubilidad del hidróxido de cobre (II). (d) Justificar cómo varía la solubilidad del hidróxido de cobre (II) si se añade una disolución de hidróxido de sodio.  
DATOS: Masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; Cu = 63,5. *(Sept. 2016)*

## Tema 6. El equilibrio químico

### PROBLEMAS

- Se introducen en un recipiente vacío de un litro de capacidad 0,4 moles de  $I_2$  y 0,4 moles de  $H_2$  a  $500^\circ C$ . En esas condiciones  $K_c = 40$  para la reacción:  $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$   
Calcular una vez alcanzado el equilibrio: (a) presión total en el recipiente; (b) presiones parciales; (c) ¿cuántos moles de cada uno de los reactivos quedan sin reaccionar?  
(Junio 1994)
- En un recipiente de  $250 \text{ cm}^3$  se colocan 0,30 g de  $N_2O_4$ , y se calienta a  $50^\circ C$ . A esa temperatura el  $N_2O_4$  se disocia el 40 % en  $NO_2$ . Calcular  $K_c$  y  $K_p$ .  
DATOS: Masas atómicas: N = 14; O = 16  
(Junio 1994)
- En un recipiente de un litro, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0,0724 moles de  $N_2O_4$  y se calienta a  $35^\circ C$ . Parte del  $N_2O_4$  se disocia en  $NO_2$  según la reacción:  
$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$$
  
y cuando se alcanza el equilibrio la presión total es 2,178 atmósferas. Calcular: (a) el grado de disociación; (b) la presión parcial del  $N_2O_4$  en el equilibrio; (c) el valor de  $K_p$  y  $K_c$ .  
(Junio 1995)
- Conociendo el valor de  $K_c = 783$ , para el equilibrio:  $3 H_2(g) + N_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$   
Calcular a la misma temperatura, el valor de la constante de equilibrio de las siguientes reacciones:  
(a)  $\frac{1}{2} N_2(g) + \frac{3}{2} H_2(g) \rightleftharpoons NH_3(g)$       (b)  $2 NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 3 H_2(g)$       (Junio 1996)
- El fosgeno,  $COCl_2$ , usado en la preparación de poliuretano, se obtiene según la reacción:  
$$CO(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons COCl_2(g)$$
  
Una mezcla en equilibrio a  $395^\circ C$  contiene 0,01 moles de CO y 0,02 moles de  $Cl_2$  por litro, así como cierta cantidad de  $COCl_2$ . (a) Si la  $K_c$  de formación del fosgeno a  $395^\circ C$  vale  $1,23 \times 10^3$ , ¿cuál es la concentración de  $COCl_2$ ? (b) Calcular el valor de  $K_p$  de la reacción anterior a esa temperatura. (c) ¿Cuánto valdrá la constante  $K_c$  de disociación del fosgeno a esa temperatura?  
(Sept. 1996)
- La constante de equilibrio  $K_c$  de la reacción:  $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$   
vale 0,671 a  $45^\circ C$ . Calcular la presión total en el equilibrio en un recipiente de un litro que se ha llenado con  $N_2O_4$  a 10 atmósferas y a dicha temperatura.  
(Junio 1997)
- A  $200^\circ C$  y presión de 1 atmósfera, el  $PCl_5$  se disocia en  $PCl_3$  y  $Cl_2$  en un 48,5 % (las tres sustancias son gases en estas condiciones). Calcular: (a)  $K_c$  y  $K_p$ ; (b) el grado de disociación a la misma temperatura pero a 10 atmósferas de presión; (c) explicar en función del principio de Le Châtelier si el resultado obtenido en (b) es correcto.  
(Sept. 1997)
- Una mezcla gaseosa constituida inicialmente por 3,5 moles de hidrógeno y 2,5 moles de yodo se calienta a  $400^\circ C$  con lo que al alcanzar el equilibrio se obtienen 4,5 moles de HI, siendo el volumen del recipiente de reacción de 10 litros. Calcular: (a) el valor de las constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$ ; (b) la concentración de los compuestos si el volumen se reduce a la mitad, manteniendo constante la temperatura de  $400^\circ C$ .  
(Junio 1998)

9. La reacción química:  $\text{CO (g)} + \text{H}_2\text{O (g)} \rightleftharpoons \text{H}_2 \text{(g)} + \text{CO}_2 \text{(g)}$   
 tiene una constante  $K_c$  de 8,25 a  $900^\circ\text{C}$ . En un recipiente de 25 litros, se mezclan 10 moles de CO y 5 moles de  $\text{H}_2\text{O}$  a  $900^\circ\text{C}$ . Calcular en el equilibrio: (a) Las concentraciones de todos los compuestos. (b) La presión total de la mezcla. (Sept. 1999)
10. A  $400^\circ\text{C}$  y 10 atmósferas de presión, el amoniaco contenido en un recipiente se encuentra disociado en sus elementos en un 80 %. Calcular: (a) El valor de la presión en el recipiente si la disociación fuese del 50 %, sin variar el volumen ni la temperatura. (b) La temperatura que debería alcanzar el recipiente para que la disociación volviera a ser del 80 %, sin variar el volumen ni la presión aplicada en (a). (Junio 2000)
11. El  $\text{N}_2\text{O}_4$  es un gas que se descompone parcialmente a  $45^\circ\text{C}$  para dar  $\text{NO}_2$ , también gas. En un recipiente vacío, de un litro de capacidad, a  $45^\circ\text{C}$  se introduce 0,1 moles de  $\text{N}_2\text{O}_4$  alcanzándose en el equilibrio una presión de 3,18 atmósferas. Calcular: (a) El grado de disociación del  $\text{N}_2\text{O}_4$ . (b) Las constantes de equilibrio en función de las presiones y de las concentraciones. (Junio 2000)
12. Se introducen 0,1 moles de  $\text{SbCl}_5$  en un recipiente de 1 litro de capacidad, se calientan a  $182^\circ\text{C}$  y se produce su disociación:  $\text{SbCl}_5 \text{(g)} \rightleftharpoons \text{SbCl}_3 \text{(g)} + \text{Cl}_2 \text{(g)}$   
 quedando cuando se alcanza el equilibrio 0,087 moles de  $\text{SbCl}_5$ . Calcular: (a) La constante de equilibrio  $K_c$ . (b) Las concentraciones de los componentes en el equilibrio, si se aumenta el volumen de 1 a 3 litros, manteniendo la temperatura constante. (c) La presión total de la mezcla en las condiciones finales del apartado (b). (Sept. 2000)
13. Para el equilibrio:  $\text{PCl}_5 \text{(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_3 \text{(g)} + \text{Cl}_2 \text{(g)}$   
 la constante de equilibrio a  $250^\circ\text{C}$  vale  $K_c = 0,041$ . Si en un matraz de 2 litros se introduce 1 mol de pentacloruro de fósforo y se calienta a  $250^\circ\text{C}$ , calcular: (a) La cantidad de pentacloruro de fósforo que permanece sin disociar, una vez establecido el equilibrio. (b) La presión total en el interior del matraz en las condiciones de equilibrio. (Sept. 2001)
14. Considerar la reacción:  $\text{CO}_2 \text{(g)} + \text{H}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons \text{CO (g)} + \text{H}_2\text{O (g)}$   
 A la temperatura de 1000 K, se encuentra una composición en el equilibrio de 21,4 moles de  $\text{CO}_2$ , 22,8 moles de  $\text{H}_2$ , 27,9 moles de CO y 27,9 moles de  $\text{H}_2\text{O}$ . (a) Determinar el valor de  $K_c$ . (b) Calcular la composición de la mezcla en el equilibrio cuando se parte inicialmente de 60 moles de  $\text{CO}_2$  y 40 moles de  $\text{H}_2$  en las mismas condiciones. (Sept. 2001)

15. Considerar la reacción:



Calcular: (a)  $K_p$  a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm, si el compuesto  $\text{N}_2\text{O}_4$  está disociado en un 50 %; (b)  $\Delta H$  de la reacción.

(Junio 2002)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$\text{NO}_2 \text{(g)}$	-50,16
$\text{N}_2\text{O}_4 \text{(g)}$	-96,14

16. La constante de equilibrio,  $K_c$ , para la reacción:  $\text{N}_2 \text{(g)} + \text{O}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO (g)}$   
 vale  $8,8 \times 10^{-4}$  a 2200 K. (a) Si 2 moles de  $\text{N}_2$  y 1 mol de  $\text{O}_2$  se introducen en un recipiente de 2 L y se calienta a 2200 K, calcular los moles de cada especie química en el equilibrio. (b) La presión parcial de cada especie y el valor de la constante  $K_p$ . (c) Calcular las nuevas concentraciones que se alcanzan en el equilibrio si se añaden al recipiente anterior 1 mol de  $\text{O}_2$ . (Sept. 2002)

17. El equilibrio  $\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g)$   
se alcanza calentando 3 g de pentacloruro de fósforo hasta 300°C en un recipiente de medio litro, siendo la presión final de 2 atm. Calcular: (a) El grado de disociación del pentacloruro de fósforo. (b) El valor de  $K_p$  a dicha temperatura.  
DATOS: Masas atómicas: P = 31,0; Cl = 35,5 (Junio 2003)
18. En un recipiente cerrado de volumen constante igual a 22 L y a temperatura de 305 K se introduce 1 mol de  $\text{N}_2\text{O}_4(g)$ . Este gas se descompone parcialmente según la reacción:  
 $\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(g)$   
cuya constante de equilibrio  $K_p$  vale 0,249 a dicha temperatura. (a) Calcular el valor de la constante de equilibrio  $K_c$ . (b) Determinar las fracciones molares de los componentes de la mezcla en el equilibrio. (c) ¿Cuál es la presión total cuando se ha alcanzado el equilibrio? (Sept. 2003)
19. El yoduro de hidrógeno se descompone a 400°C de acuerdo con la ecuación:  
 $2 \text{HI}(g) \rightleftharpoons \text{H}_2(g) + \text{I}_2(g)$   
siendo el valor de  $K_c = 0,0156$ . Una muestra de 0,6 moles de HI se introduce en un matraz de 1 L y parte del HI se descompone hasta que el sistema alcanza el equilibrio. (a) ¿Cuál es la concentración de cada especie en el equilibrio? (b) Calcular  $K_p$ . (c) Calcular la presión total en el equilibrio. (Junio 2004)
20. En un reactor de 1 L, a temperatura constante, se establece el equilibrio  
 $\text{NO}_2(g) + \text{SO}_2(g) \rightleftharpoons \text{NO}(g) + \text{SO}_3(g)$   
siendo las concentraciones molares en el equilibrio:  $[\text{NO}_2] = 0,2$ ;  $[\text{SO}_2] = 0,6$ ;  $[\text{NO}] = 4,0$  y  $[\text{SO}_3] = 1,2$ . (a) Calcular el valor de la  $K_c$  a esa temperatura. (b) Si se añaden 0,4 moles de  $\text{NO}_2$ , ¿cuál será la nueva concentración de reactivos y productos cuando se reestablezca de nuevo el equilibrio? (Sept. 2004)
21. En una cámara cerrada de 10 L a la temperatura de 25°C se introduce 0,1 mol de propano (que es un gas) con la cantidad de aire necesaria para que se encuentre en proporciones estequiométricas con el  $\text{O}_2$ . A continuación se produce la reacción de combustión del propano, alcanzándose la temperatura de 500°C. (a) Igualar la reacción que se produce. (b) Determinar la fracción molar de  $\text{N}_2$  antes y después de la combustión. (c) Determinar la presión total antes y después de la combustión.  
DATO: Composición del aire: 80%  $\text{N}_2$ , 20%  $\text{O}_2$  (Sept. 2004)
22. En un recipiente cerrado, a la temperatura de 490 K, se introduce 1 mol de  $\text{PCl}_5(g)$  que se descompone parcialmente según la reacción:  
 $\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g)$   
Cuando se alcanza el equilibrio, la presión es de 1 atm y la mezcla es equimolecular (igual número de moles de  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{PCl}_3$  y  $\text{Cl}_2$ ). (a) Determinar el valor de la constante de equilibrio,  $K_p$ , a dicha temperatura. (b) Si la mezcla se comprime hasta 10 atm, calcular las fracciones molares de las tres sustancias en el nuevo equilibrio. (Junio 2005)
23. Se introducen 2 moles de  $\text{COBr}_2$  en un recipiente de 2 L y se calienta hasta 73°C. El valor de la constante  $K_c$  a esa temperatura, para el equilibrio  $\text{COBr}_2(g) \rightleftharpoons \text{CO}(g) + \text{Br}_2(g)$  es 0,09. Calcular en dichas condiciones: (a) El número de moles de las tres sustancias en el equilibrio. (b) La presión total del sistema. (c) El valor de la constante  $K_p$ . (Junio 2005)

24. Se introduce en un recipiente de 3 L, en el que previamente se ha hecho el vacío, 0,04 moles de  $\text{SO}_3$  a 900 K. Una vez alcanzado el equilibrio, se encuentra que hay presentes 0,028 moles de  $\text{SO}_3$ . La reacción que tiene lugar es:  $2 \text{SO}_3 (g) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2 (g) + \text{O}_2 (g)$   
Calcular los valores de  $K_c$  y de  $K_p$  a dicha temperatura. (Junio 2006)

25. En un recipiente de 0,4 L se introduce 1 mol de  $\text{N}_2$  y 3 mol de  $\text{H}_2$  a la temperatura de 780 K. Cuando se establece el equilibrio para la reacción  $\text{N}_2 (g) + 3 \text{H}_2 (g) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (g)$ , se tiene una mezcla con un 28 % en mol de  $\text{NH}_3$ . Determinar: (a) El número de moles de cada componente en el equilibrio. (b) La presión final del sistema. (c) El valor de la constante de equilibrio,  $K_p$ . (Junio 2006)

26. A 400°C y 1 atmósfera de presión el amoníaco se encuentra disociado en un 40 % en nitrógeno e hidrógeno gaseosos, según la reacción  $\text{NH}_3 (g) \rightleftharpoons \frac{3}{2} \text{H}_2 (g) + \frac{1}{2} \text{N}_2 (g)$ .

Calcular: (a) La presión parcial de cada uno de los gases en el equilibrio. (b) El volumen de la mezcla si se parte de 170 g de amoníaco. (c) El valor de la constante  $K_p$ . (d) El valor de la constante  $K_c$ .

DATOS: Masas atómicas: N = 14; H = 1

(Junio 2007)

27. A temperatura elevada, un mol de etano se mezcla con un mol de vapor de ácido nítrico, que reaccionan para formar nitroetano ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NO}_2$ ) gas, y vapor de agua. A esa temperatura, la constante de equilibrio de dicha reacción es  $K_c = 0,050$ . (a) Formular la reacción que tiene lugar. (b) Calcular la masa de nitroetano que se forma. (c) Calcular la entalpía molar estándar de la reacción. (d) Determinar el calor que se desprende o absorbe hasta alcanzar el equilibrio.

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
Etano (g)	-124,6
Acido nítrico (g)	-164,5
Nitroetano (g)	-236,2
Agua (g)	-285,8

DATOS: Masas atómicas: H = 1, C = 12, N = 14, O = 16

(Junio 2007)

28. En un recipiente de 25 L se introducen dos moles de hidrógeno, un mol de nitrógeno y 3,2 moles de amoníaco. Cuando se alcanza el equilibrio a 400°C, el número de moles de amoníaco se ha reducido a 1,8. Para la reacción  $3 \text{H}_2 (g) + \text{N}_2 (g) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (g)$  calcular: (a) El número de moles de  $\text{H}_2$  y de  $\text{N}_2$  en el equilibrio. (b) Los valores de las constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$  a 400°C. (Sept. 2007)

29. La urea,  $\text{H}_2\text{N}(\text{CO})\text{NH}_2$ , es una sustancia soluble en agua, que sintetizan multitud de organismos vivos, incluyendo los seres humanos, para eliminar el exceso de nitrógeno. A partir de los datos de la tabla, calcular: (a) Igualar la reacción de formación de la urea,  $\text{H}_2\text{N}(\text{CO})\text{NH}_2 (s)$ , a partir de amoníaco,  $\text{NH}_3 (g)$ , y dióxido de carbono,  $\text{CO}_2 (g)$ , sabiendo que en la misma también se produce  $\text{H}_2\text{O} (l)$ . (b) Obtener la entalpía de formación de la misma. (c) Calcular la entalpía del proceso de disolución de la urea en agua. (d) Razonar si un aumento de temperatura favorece o no el proceso de disolución de la urea.

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$\text{NH}_3 (g)$	-46,11
$\text{H}_2\text{N}(\text{CO})\text{NH}_2 (s)$	-333,19
$\text{H}_2\text{N}(\text{CO})\text{NH}_2 (aq)$	-319,2
$\text{CO}_2 (g)$	-393,51
$\text{H}_2\text{O} (l)$	-285,83

(Junio 2008)

30. Para la reacción:  $2 \text{HI} (g) \rightleftharpoons \text{H}_2 (g) + \text{I}_2 (g)$   
 el valor de la constante de equilibrio  $K_c$  a 700 K es 0,0183. Si se introducen 3,0 moles de HI en un recipiente de 5 L que estaba vacío y se deja alcanzar el equilibrio: (a) ¿Cuántos moles de  $\text{I}_2$  se forman? (b) ¿Cuál es la presión total? (c) ¿Cuál será la concentración de HI en el equilibrio si a la misma temperatura se aumenta el volumen al doble? (Sept. 2008)
31. Un recipiente de 37,5 L, que se encuentra a 343 K y 6 atm, contiene una mezcla en equilibrio con el mismo número de moles de  $\text{NO}_2$  y  $\text{N}_2\text{O}_4$ , según la reacción:  
 $2 \text{NO}_2 (g) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 (g)$   
 Determinar: (a) El número de moles de cada componente en el equilibrio. (b) El valor de la constante de equilibrio  $K_p$ . (c) La fracción molar de cada uno de los componentes de la mezcla si la presión se reduce a la mitad. (Junio 2009)
32. Dada el siguiente equilibrio químico:  $\text{PCl}_5 (g) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (g) + \text{Cl}_2 (g)$   
 Se introducen 20,85 g de  $\text{PCl}_5$  en un recipiente cerrado de 1 L y se calientan a 250°C hasta alcanzar el equilibrio. A esa temperatura la constante de equilibrio  $K_c$  vale 0,044. (a) Hallar la concentración de cada una de las especies de la mezcla gaseosa a esa temperatura. (b) ¿Cuál será la presión en el interior del recipiente? (c) Hallar la presión parcial de  $\text{Cl}_2$ .  
 DATOS: Masas atómicas: P = 31,0; Cl = 35,5. (Junio 2009)
33. En el proceso Haber-Bosch se sintetiza amoníaco haciendo pasar corrientes de nitrógeno e hidrógeno en proporciones 1:3 (estequiométricas) sobre un catalizador. Cuando dicho proceso se realiza a 500°C y 400 atm. se consume el 43 % de los reactivos, siendo el valor de la constante de equilibrio  $K_p = 1,55 \times 10^{-5}$ . Determinar, en las condiciones anteriores: (a) El volumen de hidrógeno necesario para la obtención de 1000 kg de amoníaco puro. (b) La fracción molar de amoníaco obtenido. (c) La presión total necesaria para que se consuma el 60 % de los reactivos.  
 DATOS: Masas atómicas: N = 14, H = 1. (Sept. 2009)
34. Una mezcla de 2 moles de  $\text{N}_2$  y 6 moles de  $\text{H}_2$  se calienta hasta 700°C en un reactor de 100 L, estableciéndose el equilibrio:  $\text{N}_2 (g) + 3 \text{H}_2 (g) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (g)$ .  
 En estas condiciones se forman 48,28 g de amoníaco en el reactor. Calcular: (a) La cantidad en gramos de  $\text{N}_2$  y de  $\text{H}_2$  en el equilibrio. (b) La constante de equilibrio  $K_c$ . (c) La presión total en el reactor cuando se ha alcanzado el equilibrio.  
 DATOS: Masas atómicas: N = 14, H = 1 (Junio 2010)
35. En un reactor se introducen 5 moles de tetraóxido de dinitrógeno gaseoso, que tiene en el recipiente una densidad de 2,3 g/L. Este compuesto se descompone según la reacción  $\text{N}_2\text{O}_4 (g) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (g)$ , y en el equilibrio a 325 K la presión es 1 atm. Determinar en estas condiciones: (a) El volumen del reactor. (b) El número de moles de cada componente en el equilibrio. (c) El valor de la constante de equilibrio  $K_c$ . (d) El valor de la constante de equilibrio  $K_p$ .  
 DATOS: Masas atómicas: O = 16; N = 14 (Junio 2010)
36. A 330 K y 1 atm de presión, 368 g de una mezcla al 50% en masa de  $\text{NO}_2$  y  $\text{N}_2\text{O}_4$  se encuentran en equilibrio. Calcular: (a) La fracción molar de cada componente en dicha mezcla. (b) La constante de equilibrio  $K_p$  para la reacción  $2 \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$  (c) La presión necesaria para que la cantidad de  $\text{NO}_2$  en el equilibrio se reduzca a la mitad. (d) El volumen que ocupa la mezcla del apartado (c) en el equilibrio.  
 DATOS: Masas atómicas: N = 14; O = 16 (Sept. 2010)

37. En un recipiente de 14 L de volumen se introducen 3,2 moles de nitrógeno y 3 moles de hidrógeno. Cuando se alcanza el equilibrio a 200°C se obtienen 1,6 moles de amoníaco. (a) Formular e igualar la reacción. (b) Calcular el número de moles de H<sub>2</sub> y de N<sub>2</sub> en el equilibrio. (c) Calcular K<sub>c</sub> y K<sub>p</sub> a 200°C. (d) Calcular los valores de las presiones parciales en el equilibrio de H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub> y NH<sub>3</sub>. *(Sept. 2010)*
38. A 532 K se introducen 0,1 moles de PCl<sub>5</sub> en un recipiente X de 1,2 L y 0,1 moles en otro recipiente Y. Se establece el equilibrio  $\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g)$ , y la cantidad de PCl<sub>5</sub> se reduce un 50 % en el recipiente X y un 90% en el recipiente Y. Calcular: (a) La presión en el equilibrio en el recipiente X. (b) La constante de equilibrio K<sub>c</sub>. (c) El volumen del recipiente Y. (d) La presión en el equilibrio en el recipiente Y. *(Junio 2011)*
39. En un recipiente de 5 L se introducen 3,2 g de COCl<sub>2</sub> a 300 K. Cuando se alcanza el equilibrio  $\text{COCl}_2(g) \rightleftharpoons \text{CO}(g) + \text{Cl}_2(g)$ , la presión final es de 180 mm de Hg. Calcular: (a) Las presiones parciales de COCl<sub>2</sub>, CO y Cl<sub>2</sub> en el equilibrio. (b) Las constantes de equilibrio K<sub>p</sub> y K<sub>c</sub>.  
DATOS: Masas atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35,5 *(Junio 2011)*
40. Cuando se ponen 0,7 moles de N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> en un reactor de 10 L a 359 K se establece el equilibrio  $\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(g)$  y la presión es de 3,3 atm. Calcular: (a) La concentración molar de todas las especies en el equilibrio. (b) El valor de K<sub>c</sub>. (c) Si el sistema se comprime hasta reducir el volumen a 8 L ¿cuál sería la presión total en el equilibrio? *(Sept. 2011)*
41. Se introducen 0,5 moles de pentacloruro de antimonio en un recipiente de 2 litros. Se calienta a 200°C y una vez alcanzado el equilibrio, hay presentes 0,436 moles del compuesto. Todas las sustancias son gaseosas a esa temperatura. (a) Escribir la reacción de descomposición del pentacloruro de antimonio en cloro molecular y en tricloruro de antimonio. (b) Calcular K<sub>c</sub> para la reacción anterior. (c) Calcular la presión total de la mezcla en el equilibrio. *(Junio 2012)*
42. En un recipiente cerrado de 1 L de capacidad se introducen 73,6 gramos de tetraóxido de dinitrógeno. Se mantiene a 22°C hasta alcanzar el equilibrio  $\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(g)$  siendo K<sub>c</sub> = 4,66 × 10<sup>-3</sup>. (a) Calcular las concentraciones de ambos gases en el equilibrio. (b) Calcular el valor de K<sub>p</sub>. (c) Cuando la temperatura aumenta al doble, aumenta K<sub>c</sub>. Justificar el signo de ΔH para esta reacción.  
DATOS: Masas atómicas: N = 14; O = 16. *(Sept. 2012)*
43. En un recipiente de 15 litros se introducen 3 mol de compuesto A y 2 mol del compuesto B. Cuando se calienta el recipiente a 400 K se establece el siguiente equilibrio:  
$$2 \text{A}(g) + \text{B}(g) \rightleftharpoons 3 \text{C}(g)$$
Sabiendo que cuando se alcanza el equilibrio el número de moles de B y C son iguales, calcular: (a) Las concentraciones de A, B y C en el equilibrio. (b) La presión total en el equilibrio. (c) El valor de las constantes de equilibrio K<sub>c</sub> y K<sub>p</sub> a 400 K. *(Junio 2013)*
44. El valor de la constante de equilibrio K<sub>c</sub> para la reacción  $\text{H}_2(g) + \text{F}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{HF}(g)$  es 6,6 × 10<sup>-4</sup> a 25°C. Si en un recipiente de 10 L se introduce 1 mol de H<sub>2</sub> y 1 mol de F<sub>2</sub>, y se mantiene a 25°C hasta alcanzar el equilibrio, calcular: (a) Los moles de H<sub>2</sub> que quedan sin reaccionar una vez que se ha alcanzado el equilibrio. (b) La presión parcial de cada uno de los compuestos en el equilibrio. (c) El valor de K<sub>p</sub> a 25°C. *(Junio 2013)*



45. Se introduce fosgeno ( $\text{COCl}_2$ ) en un recipiente vacío de 1 L a una presión de 0,92 atm y temperatura de 500 K, produciéndose su descomposición según la ecuación:



Sabiendo que en estas condiciones el valor de  $K_c$  es  $4,63 \times 10^3$ , calcular: (a) La concentración inicial de fosgeno. (b) Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio. (c) La presión parcial de cada uno de los componentes en el equilibrio. (Sept. 2013)

46. Considerar la reacción en equilibrio  $\text{A} (g) + 3 \text{B} (g) \rightleftharpoons 2 \text{C} (g)$ . Cuando se introduce 1 mol de A y 3 mol de B en un recipiente de 5 L y se alcanza el equilibrio a 350 K, se observa que se han formado 1,6 mol de C. (a) Calcular la constante de equilibrio  $K_p$  de la reacción a 350 K. (b) Sabiendo que a 200 K la constante de equilibrio tiene un valor  $K_p = 17$ , determinar el signo de la variación de entalpía de la reacción. (c) Deducir qué signo tendrá  $\Delta S$  para esta reacción. (d) Explicar si la reacción será o no espontánea a cualquier temperatura. (Junio 2014)

47. Considerar la siguiente reacción en equilibrio:  $\text{SO}_2 (g) + \text{NO}_2 (g) \rightleftharpoons \text{SO}_3 (g) + \text{NO} (g)$ . En un recipiente de 5 L, a  $233^\circ\text{C}$ , se introducen 3,2 g de  $\text{SO}_2$  gas y la cantidad de  $\text{NO}_2$  gas necesaria para que la presión total en el equilibrio alcance un valor de 0,77 atm. La cantidad de  $\text{SO}_3$  en el equilibrio es de 0,04 mol. (a) Calcular la concentración inicial de  $\text{NO}_2$ . (b) Calcular las concentraciones de todas las especies en el equilibrio y el valor de  $K_p$  a  $233^\circ\text{C}$ . (c) Al aumentar la temperatura el valor de  $K_p$  disminuye. Razonar si la reacción directa es endotérmica o exotérmica.

DATOS: Masas atómicas: O = 16; S = 32.

(Junio 2014)

48. En el siguiente sistema en equilibrio:  $\text{CO} (g) + \text{Cl}_2 (g) \rightleftharpoons \text{COCl}_2 (g)$ , las concentraciones de CO,  $\text{Cl}_2$  y  $\text{COCl}_2$  son 0,5 M, 0,5 M y 1,25 M, respectivamente. (a) Calcular el valor de  $K_c$ . (b) Justificar hacia dónde se desplazará el equilibrio si se aumenta el volumen. (c) Calcular las concentraciones en el equilibrio de todos los componentes si se reduce el volumen a la mitad. (Sept. 2014)

49. Para la reacción de descomposición térmica del etano:  $\text{C}_2\text{H}_6 (g) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_4 (g) + \text{H}_2 (g)$ , la constante de equilibrio  $K_c$ , a 900 K, tiene un valor de  $7,0 \times 10^4$ . Se introduce etano en un reactor y una vez alcanzado el equilibrio la presión en el interior del mismo es 2,0 atm. (a) Calcular el grado de disociación y las presiones parciales de cada uno de los componentes en el equilibrio. (b) Explicar razonadamente cómo afectará al grado de disociación un aumento de la presión y demostrar si la predicción es acertada realizando los cálculos oportunos cuando la presión duplica su valor. (Junio 2015)

50. Se introduce una cierta cantidad de cloruro de amonio sólido en un reactor de 300 mL de capacidad. Cuando se calienta a 500 K, se alcanza el equilibrio  $\text{NH}_4\text{Cl} (s) \rightleftharpoons \text{HCl} (g) + \text{NH}_3 (g)$  y la presión total en el interior del recipiente es 16,4 atm. Determinar:

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$\text{NH}_4\text{Cl} (s)$	-314,6
$\text{HCl} (g)$	-92,3
$\text{NH}_3 (g)$	-45,9

(a) Los valores de  $K_c$  y  $K_p$  de esta reacción a 500 K.

(b) La variación de entalpía de la reacción del enunciado.

(c) Justificar si la reacción será espontánea a temperaturas altas o bajas.

(Junio 2015)

51. En un recipiente cerrado de 10 L, que se encuentra a 305 K, se introducen 0,5 mol de  $\text{N}_2\text{O}_4 (g)$ . Este gas se descompone parcialmente según la reacción  $\text{N}_2\text{O}_4 (g) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (g)$ , cuya constante de equilibrio  $K_p$  es 0,25 a dicha temperatura. (a) Calcular el valor de la constante de equilibrio  $K_c$ . (b) Determinar las fracciones molares de los componentes de la mezcla en el equilibrio. (c) Calcular la presión total en el recipiente cuando se ha alcanzado el equilibrio. (Junio 2015)

52. Considerar el equilibrio  $\text{H}_2(g) + \text{CO}_2(g) \rightleftharpoons \text{CO}(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$ , que se establece cuando en un recipiente de 2 L a 600 K se introducen 2 mol de  $\text{CO}_2(g)$  y 4 mol de  $\text{H}_2(g)$ . Sabiendo que para esta reacción, a la temperatura del recipiente,  $K_c = 0,33$ , calcular: **(a)** Las concentraciones de todas las especies presentes en el equilibrio. **(b)** El valor de  $K_p$  de la reacción. **(c)** La presión parcial de cada uno de los componentes en el equilibrio. *(Junio 2015)*
53. Para llevar a cabo la siguiente reacción de descomposición en fase gaseosa,  $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$ , se introduce en un reactor 1 mol de  $\text{N}_2\text{O}_4$ , alcanzándose el equilibrio de la reacción a  $45^\circ\text{C}$  y 2 atm. **(a)** Determinar el valor de  $K_p$  para esta reacción sabiendo que  $K_c = 0,67$ . **(b)** Calcular las fracciones molares en el equilibrio. **(c)** Justificar si la presión total debería aumentar o disminuir para que la mezcla en el equilibrio fuera equimolar. *(Junio 2015)*
54. En un reactor de 1 L se establece el siguiente equilibrio entre especies gaseosas:  

$$\text{NO}_2(g) + \text{SO}_2(g) \rightleftharpoons \text{NO}(g) + \text{SO}_3(g)$$
Si se mezclan 1 mol de  $\text{NO}_2$  y 3 mol de  $\text{SO}_2$ , al llegar al equilibrio se forman 0,4 mol de  $\text{SO}_3$  y la presión es de 10 atm. **(a)** Calcular la cantidad (en moles) de cada gas y sus presiones parciales en el equilibrio. **(b)** Determinar los valores de  $K_p$  y  $K_c$  para esta reacción. **(c)** Justificar cómo se modifica el valor de  $K_p$  si la presión total aumenta. ¿Y el equilibrio? *(Junio 2016)*
55. En un reactor de 5 L se introducen 0,2 mol de HI y se calientan hasta 720 K, estableciéndose el equilibrio:  $2 \text{HI}(g) \rightleftharpoons \text{H}_2(g) + \text{I}_2(g)$ , con  $K_c = 0,02$ . La reacción directa es exotérmica. **(a)** Calcular las concentraciones de todos los gases en el equilibrio. **(b)** Calcular las presiones parciales de todos los gases en el equilibrio y el valor de  $K_p$  a 720 K. **(c)** ¿Cómo se modificaría el equilibrio al disminuir la temperatura? ¿Y si se duplicara el volumen del reactor? *(Junio 2016)*
56. El yoduro de hidrógeno se descompone según la ecuación:  $2 \text{HI}(g) \rightleftharpoons \text{H}_2(g) + \text{I}_2(g)$  siendo  $K_c = 0,0156$  a  $400^\circ\text{C}$ . Se introducen 0,6 mol de HI en un matraz de 1 L de capacidad y se calientan hasta  $400^\circ\text{C}$ , dejando que el sistema alcance el equilibrio. Calcular: **(a)** La concentración de cada especie en el equilibrio. **(b)** El valor de  $K_p$ . **(c)** La presión total en el equilibrio. *(Sept. 2016)*

## Tema 7. Reacciones de transferencia de protones

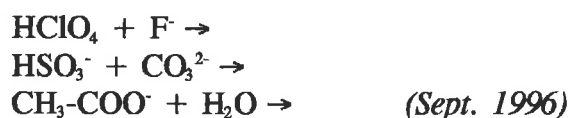
### CUESTIONES

- Razonar el funcionamiento de un indicador en una volumetría ácido-base. (Junio 1994)
- Se preparan las siguientes disoluciones como se indica y se enrasan todas al mismo volumen:
  - A:  $n$  moles de ácido fluorhídrico en agua ( $pK_a = 3$ )
  - B:  $n$  moles de ácido etanoico en agua ( $pK_a = 5$ )
  - C:  $n$  moles de ácido bórico en agua ( $pK_a = 7$ )
  - D:  $n$  moles de ácido cianhídrico en agua ( $pK_a = 9$ )

(a) Ordenar las disoluciones de mayor a menor pH. (b) Ordenar las disoluciones de mayor a menor concentración en moléculas de ácido. (c) Si se añaden a cada disolución  $n$  moles de NaOH, ordenar las disoluciones resultantes de mayor a menor pH. (Junio 1996)
- Dada la tabla adjunta, completar:

(a) Los pares conjugados tanto de ácidos como de bases copiando en la hoja de examen las columnas A y B;

(b) Las siguientes reacciones que tienen lugar en medio acuoso, justificando si están o no desplazadas a la derecha (deberán escribirse completas en la hoja del examen):



A Acido	B Base conjugada	K <sub>a</sub>
HClO <sub>4</sub>		∞
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>		55,5
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	F <sup>-</sup>	1,5 × 10 <sup>-2</sup>
CH <sub>3</sub> -COOH	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	3,5 × 10 <sup>-4</sup>
HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	NH <sub>3</sub>	1,8 × 10 <sup>-5</sup>
	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	4,3 × 10 <sup>-7</sup>
		1,0 × 10 <sup>-7</sup>
		5,6 × 10 <sup>-10</sup>
H <sub>2</sub> O		5,6 × 10 <sup>-11</sup>
		1,8 × 10 <sup>-16</sup>

- Algunos iones metálicos reaccionan con el agua formando hidróxidos según la reacción:
 
$$\text{M}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{M}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}^+$$

Razonar si son o no correctas las siguientes afirmaciones:

  - Al añadir al agua un catión  $\text{M}^{2+}$ , el pH resultante es ácido (suponiendo que el hidróxido es estable).
  - La adición de un ácido fuerte destruirá el hidróxido formado.
  - Si se añade al sistema NaOH, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
  - Si se ponen en 1 litro de agua 0,01 moles de Ba(OH)<sub>2</sub> (que es una base fuerte) el pH será 10. (Junio 2000)
- Razonar si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:
  - El hidróxido de sodio se disocia totalmente en una disolución acuosa 0,01 M.
  - El amoniaco en disolución acuosa 0,01 M (hidróxido de amonio) no se disocia totalmente.
  - En una disolución que contiene 0,01 mol/L de hidróxido de sodio y 0,01 mol/L de hidróxido de amonio, el grado de disociación de los dos hidróxidos es menor que cuando estaban en disoluciones separadas.
  - La adición de 0,01 moles de ácido fuerte a un litro de la disolución del apartado (c) da lugar a una disolución con un pH igual al de la del apartado (b). (Sept. 2000)

6. Se tienen dos disoluciones acuosas, una de ácido salicílico HA ( $K_a = 10^{-3}$ ) y otra de ácido benzoico HC ( $K_a = 2 \times 10^{-5}$ ). Si la concentración de los dos ácidos es la misma, contestar razonadamente a las siguientes preguntas: (a) ¿cuál de los dos ácidos es más débil?; (b) ¿cuál de los dos ácidos tiene un grado de disociación mayor?; (c) ¿cuál de las dos disoluciones da un valor menor de pH?; (d) ¿cuál de las dos bases conjugadas es más débil?

(Sept. 2001)

7. Conocidos las constantes de acidez de los ácidos HA, HB y HC, justificar:

- (a) Cuál es el ácido más débil.  
 (b) Cuál es el que posee la base conjugada más débil.  
 (c) Si podría establecerse un equilibrio entre HA y B<sup>-</sup>.  
 (d) El carácter fuerte o débil de A<sup>-</sup>.

(Junio 2003)

Acido	$K_a$
HA	$3,6 \times 10^{-6}$
HB	$2,5 \times 10^{-3}$
HC	$1,2 \times 10^{-12}$

8. A partir de los valores de  $K_a$  suministrados, deducir si el pH de las disoluciones acuosas de las siguientes sales es neutro, ácido o básico:

- (a) NaF (b) NH<sub>4</sub>CN (c) NH<sub>4</sub>F (d) NH<sub>4</sub>Cl

(Junio 2003)

Acido	$K_a$
HF	$6,7 \times 10^{-4}$
HCN	$6,2 \times 10^{-10}$
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	$5,5 \times 10^{-10}$

9. Considerando los valores de  $K_a$  de los ácidos HCN, C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COOH, HClO<sub>2</sub>, y HF, contestar razonadamente a las siguientes preguntas:

- (a) ¿Cuál es el orden de mayor a menor acidez en agua? (b) A igual concentración, ¿cuál de ellos presenta una disolución acuosa con menor pH? (c) Utilizando el equilibrio de ionización en disolución acuosa, ¿cuáles son sus bases conjugadas? (d) Ordenar las bases conjugadas de mayor a menor basicidad.

(Sept. 2003)

Acido	$K_a$
HCN	$10^{-10}$
C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH	$10^{-5}$
HClO <sub>2</sub>	$10^{-2}$
HF	$10^{-4}$

10. Justificar con cuál de las dos especies químicas de cada apartado, reaccionará el HF (acuoso) en mayor medida. Escribir las reacciones correspondientes:

- (a) NO<sub>3</sub><sup>-</sup> o NH<sub>3</sub>; (b) Cl<sup>-</sup> o NaOH; (c) Mg(OH)<sub>2</sub> o H<sub>2</sub>O; (d) CH<sub>3</sub>-COOH o CH<sub>3</sub>-COO<sup>-</sup>

DATOS:  $K_a$  (HF) =  $6 \times 10^{-4}$ ;  $K_b$  (NH<sub>3</sub>) =  $1,8 \times 10^{-5}$ ;  $K_a$  (CH<sub>3</sub>-COOH) =  $1,85 \times 10^{-5}$

(Junio 2004)

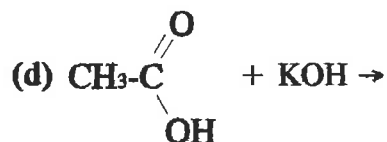
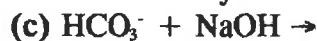
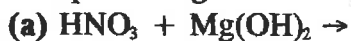
11. Justificar qué pH (ácido, neutro o básico) tienen las siguientes disoluciones acuosas:

- (a) Nitrato de potasio (c) Cloruro de amonio  
 (b) Etanoato de sodio (d) Nitrito de sodio

(Junio 2005)

Acido	$K_a$
CH <sub>3</sub> COOH	$10^{-5}$
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	$10^{-9}$
HNO <sub>2</sub>	$10^{-3}$

12. Completar e igualar las siguientes ecuaciones ácido base y nombrar todos los compuestos:



(Sept. 2005)

13. Considerar cuatro disoluciones acuosas, de idéntica concentración, de los compuestos:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NaCl}$  y  $\text{KF}$ . (a) Deducir si las disoluciones serán ácidas, básicas o neutras. (b) Ordenarlas razonadamente en orden creciente de pH.  
DATOS:  $K_a(\text{HF}) = 1,4 \times 10^{-4}$ ;  $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$  (Junio 2006)

14. Contestar razonadamente a las siguientes preguntas:  
(a) ¿Cuál es el orden de mayor a menor basicidad de las bases conjugadas de los ácidos  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HF}$  y  $\text{HCN}$ ?  
(b) ¿Cuál es el orden de mayor a menor acidez de los ácidos conjugados de las bases  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_3$  y  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ .

(Junio 2007)

Acido	$K_a$
$\text{HClO}$	$10^{-7}$
$\text{HF}$	$10^{-3}$
$\text{HCN}$	$10^{-9}$
$\text{NH}_4^+$	$10^{-9}$
$\text{CH}_3\text{COOH}$	$10^{-5}$
$\text{HNO}_2$	$10^{-3}$

15. Contestar razonadamente a las siguientes preguntas:  
(a) Ordenar, de menor a mayor, el pH de las disoluciones acuosas de igual concentración de los compuestos  $\text{KCl}$ ,  $\text{HF}$  y  $\text{HNO}_3$ .  
(b) Ordenar, de menor a mayor, el pH de las disoluciones acuosas de igual concentración de las sales  $\text{NaClO}_2$ ,  $\text{HCOONa}$  y  $\text{NaIO}_4$ .

(Sept. 2007)

Acido	$K_a$
$\text{HF}$	$10^{-3}$
$\text{HClO}_2$	$10^{-2}$
$\text{HCOOH}$	$10^{-4}$
$\text{HIO}_4$	$10^{-8}$

16. Sea una disolución acuosa 1 M de un ácido débil monoprótico cuya  $K_a = 10^{-5}$  a  $25^\circ\text{C}$ . Justificar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. (a) Su pH será mayor que 7. (b) El grado de disociación será aproximadamente 0,5. (c) El grado de disociación aumenta si se diluye la disolución. (d) El pH aumenta si se diluye la disolución. (Junio 2008)

17. Se preparan disoluciones acuosas de igual concentración de  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  y  $\text{NaOH}$ . Contestar de forma razonada: (a) ¿Qué disolución tendrá mayor pH? (b) ¿Qué disolución tendrá menor pH? (c) ¿Qué disolución es neutra? (d) ¿Qué disolución no cambiará su pH al diluirla?

DATO:  $K_a \text{NH}_4^+ = 10^{-9}$

(Junio 2008)

18. Atendiendo a los equilibrios en disolución acuosa, razonar cuál o cuáles de las siguientes especies son anfóteras (pueden comportarse como ácido y como base): (a) Amoníaco. (b) Anión hidrogenocarbonato. (c) Anión carbonato. (d) Anión hidrogenosulfuro.

(Sept. 2009)

19. Dadas las constantes de acidez de las especies químicas de la tabla adjunta. (a) Ordenar las cuatro especies de mayor a menor acidez. (b) Escribir sus correspondientes reacciones de disociación ácida en disolución acuosa. (c) Identificar sus bases conjugadas y ordenarlas de mayor a menor basicidad. (d) Escribir la reacción de transferencia protónica entre la especie química más ácida y la base conjugada más básica.

Acido	$K_a$
$\text{CH}_3\text{COOH}$	$1,8 \times 10^{-5}$
$\text{HF}$	$7,2 \times 10^{-4}$
$\text{HSO}_4^-$	$1,2 \times 10^{-2}$
$\text{NH}_4^+$	$5,5 \times 10^{-10}$

(Junio 2010)

20. Considerar los ácidos orgánicos monoproticos de la tabla adjunta. (a) Ordenarlos en orden creciente de acidez en disolución acuosa. (b) Justificar cuál de sus bases conjugadas tiene menor valor de  $K_b$ . (c) Justificar cuál será la base conjugada más fuerte. (d) Escribir la fórmula semidesarrollada del ácido butanoico.

Acido	$K_a$
úrico	$5,1 \times 10^{-6}$
benzoico	$6,6 \times 10^{-5}$
láctico	$1,4 \times 10^{-4}$
butanoico	$1,5 \times 10^{-5}$

(Junio 2010)

21. Para una disolución acuosa de un ácido HA de  $K_a = 10^{-5}$ , justificar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: (a) Cuando se neutraliza con una base, el pH es diferente a 7. (b) Cuando se duplica la concentración de protones de la disolución, su pH se reduce a la mitad. (c) La constante de acidez de HA es menor que la constante de basicidad de su base conjugada. (d) Si se diluye la disolución del ácido, su grado de disociación permanece constante.

(Junio 2010)

22. Se preparan disoluciones acuosas de los siguientes compuestos: ácido metanoico, cloruro de sodio, cianuro de sodio y nitrato de amonio.

(a) Justificar el carácter ácido, básico o neutro de cada una.

(b) Escribir la reacción que se produce al mezclar la disolución del ácido más fuerte con la disolución de la base más fuerte.

DATOS:  $K_a$  ácido metanoico =  $10^{-4}$ ;  $K_a$  ácido cianhídrico =  $10^{-11}$ ;  $K_b$  amoniaco =  $10^{-5}$

(Junio 2010)

23. Teniendo en cuenta los valores de las constantes de acidez de los ácidos de la tabla en disolución acuosa, contestar razonadamente a las siguientes cuestiones: (a) Ordenar los ácidos de menor a mayor acidez en agua. (b) A igualdad de concentración inicial de ácido, ¿cuál tiene mayor pH? (c) ¿Cuál es la  $K_b$  de la base conjugada más débil? (d) Escribir la reacción entre el ácido más fuerte y la base conjugada más fuerte.

Acido	$K_a$
HF	$7,0 \times 10^{-4}$
HCN	$4,0 \times 10^{-10}$
$\text{CH}_3\text{COOH}$	$1,8 \times 10^{-5}$

(Sept. 2010)

24. Nombrar los siguientes compuestos e indicar si disoluciones acuosas de los mismos serían ácidas, básicas o neutras. Justificar las respuestas mediante las ecuaciones iónicas que correspondan en cada caso: (a) KBr (b)  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  (c)  $\text{Na}_2\text{S}$  (d)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$

(Sept. 2010)

Acido	$K_a$
$\text{H}_2\text{CO}_3$	$4,2 \times 10^{-7}$
$\text{H}_2\text{S}$	$1,0 \times 10^{-7}$
$\text{NH}_4^+$	$5,5 \times 10^{-10}$

25. Razonar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

(a) El etanoato de sodio disuelto en agua produce una disolución básica.

DATO:  $K_a$  (Acido etanoico) =  $1,8 \times 10^{-5}$ .

(b) Los enlaces alrededor del átomo de nitrógeno en el  $\text{NH}_4^+$  presentan geometría tetraédrica que puede justificarse planteando una hibridación  $\text{sp}^3$ .

(c) El anión  $\text{HCO}_3^-$  se comporta como un electrolito anfótero.

(d) La solubilidad del fluoruro de magnesio en agua es  $8,25 \times 10^{-5}$  M.

DATO:  $K_s = 6,8 \times 10^{-9}$ .

(Junio 2011)

26. Se preparan disoluciones acuosas de los siguientes compuestos: ioduro de potasio, nitrito de sodio, bromuro de amonio y fluoruro de sodio. (a) Escribir los correspondientes equilibrios de disociación y los posibles equilibrios de hidrólisis resultantes para los cuatro compuestos en disolución acuosa. (b) Justificar el carácter ácido, básico o neutro de cada una.  
 DATOS:  $K_a$  ácido nitroso =  $7,2 \times 10^{-4}$ ;  $K_a$  ácido fluorhídrico =  $6,6 \times 10^{-4}$ ;  
 $K_b$  amoniaco =  $1,8 \times 10^{-5}$  (Junio 2011)

27. Las siguientes afirmaciones son todas falsas. Reescribirlas para que sean correctas, justificando los cambios realizados:
- (a) Una disolución acuosa 0,01 M de ácido nítrico tiene  $\text{pH} = 4$ .
  - (b) Un ácido muy débil ( $K_a < 10^{-6}$ ) en disolución acuosa da lugar a un pH ligeramente superior a 7.
  - (c) El valor de la constante de basicidad de la piridina ( $K_b = 1,6 \times 10^{-9}$ ) es 4 veces el de la anilina ( $K_b = 4 \times 10^{-10}$ ) y, a igualdad de concentraciones, su grado de disociación es 4 veces mayor.
  - (d) Para aumentar una unidad el pH de una disolución acuosa de NaOH es necesario duplicar su concentración. (Sept. 2011)

28. Se preparan disoluciones acuosas de igual concentración de las especies: cloruro de sodio, acetato (etanoato) de sodio e hidróxido de sodio. Contestar de forma razonada:
- (a) ¿Qué disolución tiene menor pH?
  - (b) ¿Qué disolución no cambia su pH al diluirla con agua?
  - (c) ¿Se producirá reacción si se mezclan las tres disoluciones?
  - (d) ¿Cuál es la  $K_b$  de la especie básica más débil?
- DATO:  $K_a$  (ác. etanoico) =  $1,8 \times 10^{-5}$  (Junio 2012)

29. Considerar las siguientes bases orgánicas y sus valores de  $K_b$  indicados en la tabla:

Base	$K_b$
Piridina	$1,78 \times 10^{-9}$
Hidroxilamina	$1,07 \times 10^{-8}$
Hidracina	$1,70 \times 10^{-6}$

- (a) Justifique cuál es la base más débil.
- (b) Calcular la  $K_a$  del ácido conjugado de mayor fortaleza.
- (c) Si se preparan disoluciones de igual concentración de dichas bases, justificar cuál de ellas será la de mayor pH.
- (d) Escribir la reacción entre el hidróxido de sodio y el ácido etanoico. Nombrar el producto formado. (Sept. 2012)

30. Justificar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
- (a) Una mezcla formada por volúmenes iguales de disoluciones de igual concentración de un ácido y una base débiles siempre tiene pH neutro.
  - (b) Una mezcla formada por disoluciones diluidas de ácido clorhídrico y cloruro de calcio tiene pH ácido.
  - (c) El ion hidróxido ( $\text{OH}^-$ ) se comporta como un electrolito anfótero.
  - (d) La constante de solubilidad de una sal poco soluble aumenta por efecto ion común. (Junio 2013)

31. Cuatro disoluciones salinas acuosas, A, B, C y D, se caracterizan porque A tiene  $\text{pH} = 2,6$ ; B tiene  $[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$ ; C tiene  $[\text{OH}^-] = 10^{-10} \text{ M}$  y D tiene  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10} \text{ M}$ .
- (a) Ordenar las cuatro disoluciones por acidez creciente, justificando la respuesta.  
 (b) Justificar cuál o cuáles de ellas pueden corresponder a una disolución de  $\text{KNO}_3$ .  
 (c) Justificar cuál o cuáles de ellas pueden corresponder a una disolución de  $\text{NaNO}_2$ .  
 (d) Justificar cuál o cuáles de ellas pueden corresponder a una disolución de  $\text{NH}_4\text{Br}$ .
- DATOS:  $K_a(\text{HNO}_2) = 7,2 \times 10^{-4}$ ;  $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$  (Junio 2013)

32. Indicar el carácter ácido-base de las siguientes disoluciones, escribiendo su reacción de disociación en medio acuoso: (a) Ácido hipocloroso. (b) Cloruro de litio. (c) Hidróxido de sodio. (d) Nitrito de magnesio.
- DATOS:  $K_a(\text{ácido hipocloroso}) = 3 \times 10^{-8}$ ;  $K_a(\text{ácido nitroso}) = 4 \times 10^{-4}$  (Sept. 2013)

33. Justificar si el pH resultante de cada una de las siguientes mezclas será ácido, básico o neutro.
- (a) 50 mL de  $\text{HCl}$  0,1 M + 10 mL de  $\text{NaOH}$  0,2 M.  
 (b) 20 mL de ácido acético (HAc) 0,1 M + 10 mL de  $\text{NaOH}$  0,2 M.  
 (c) 30 mL de  $\text{NaCl}$  0,2 M + 30 mL de  $\text{NaOH}$  0,1 M.  
 (d) 10 mL de  $\text{HCl}$  0,1 M + 10 mL de  $\text{HCN}$  0,1 M. (Junio 2014)

Acido	$\text{pK}_a$
HAc	5
HCN	9

34. Justificar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- (a) Si el pH de una disolución se incrementa en 2 unidades, la concentración de protones en el medio se multiplica por 100.  
 (b) Si una disolución de un ácido fuerte se neutraliza exactamente con una disolución de una base fuerte, el pH resultante es cero.  
 (c) El pH de una disolución acuosa de un ácido jamás puede ser superior a 7.  
 (d) Una sal disuelta en agua puede dar un pH distinto de 7. (Junio 2014)

35. Considerar tres disoluciones acuosas A, B y C, para las que se sabe que A tiene  $\text{pH} = 4$ , B tiene  $[\text{OH}^-] = 10^{-12} \text{ M}$  y C tiene  $\text{pOH} = 3$ .
- (a) Calcular los valores de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  para las tres disoluciones.  
 (b) Justificar si alguna de ellas podría corresponder a una disolución acuosa de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .  
 (c) Justificar si alguna de ellas podría corresponder a una disolución acuosa de  $\text{NaBr}$ .  
 (d) Explicar qué tipo de sal disolvería en agua para obtener la disolución C. (Junio 2014)

36. Considerar los siguientes ácidos y sus valores de  $\text{pK}_a$  indicados en la tabla:

Acido	$\text{pK}_a$
$\text{HCOOH}$	3,74
$\text{HClO}_2$	1,96
HCN	9,21

- (a) Justificar cuál es el ácido más débil.  
 (b) Calcular  $K_b$  para la base conjugada de mayor fortaleza.  
 (c) Si se preparan disoluciones de igual concentración de estos ácidos, justificar, sin hacer cálculos, cuál de ellas será la de menor pH.  
 (d) Escribir la reacción entre  $\text{NaOH}$  y  $\text{HCN}$ . Nombrar el producto formado. (Sept. 2014)

37. Una disolución acuosa 0,2 M de metilamina tiene  $\text{pH} = 12$ .
- (a) Escribir la reacción de disociación en agua de la metilamina.  
 (b) Calcular el grado de disociación de la metilamina en la disolución.  
 (c) Calcular el pH de una disolución acuosa de hidróxido de potasio 0,2 M.  
 (d) A partir de los resultados anteriores, justificar si la metilamina es una base fuerte o débil. (Junio 2015)



38. Se dispone de cuatro disoluciones de la misma concentración de ácido clorhídrico, acetato de sodio, perclorato de sodio y nitrato de amonio, respectivamente. (a) Escribir las reacciones de disociación de las sustancias mencionadas en medio acuoso, y los posibles equilibrios de hidrólisis que aparecen. (b) Ordenar las cuatro disoluciones en orden creciente de pH, justificando su respuesta. (c) Razonar qué tipo de pH (mayor, menor o igual a 7) se obtiene si se mezclan volúmenes iguales de las disoluciones de ácido clorhídrico y nitrato de amonio.

DATO:  $K_a$  (ácido acético) =  $K_b$  (amoníaco) =  $1,8 \times 10^{-5}$  (Junio 2015)

39. Justificar si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa:

(a) El ion  $\text{HCO}_3^-$  es una especie anfótera, mientras que  $\text{NH}_4^+$  únicamente puede actuar como ácido.

(b) La sal procedente de un ácido débil y una base fuerte siempre tiene carácter básico.

(c) El pH de una disolución obtenida al mezclar disoluciones de ácido clorhídrico e hidróxido de sodio siempre es neutro.

(d) Si una disolución A tiene  $\text{pH} = 3$  y otra B tiene  $\text{pOH} = 6$ ,  $[\text{OH}^-]$  en B es 1000 veces la de A. (Junio 2015)

40. En tres matraces sin etiquetar se dispone de disoluciones de la misma concentración de cloruro de sodio, hidróxido de sodio y acetato de sodio. (a) Razonar cómo podría identificar cada una de las disoluciones midiendo su pH. (b) Justificar, sin hacer cálculos, cómo se modifica el pH de las disoluciones si se añade a cada matraz 1 L de agua.

DATO:  $\text{p}K_a$  (ácido acético) = 4,8. (Sept. 2015)

41. El color de las flores de la hortensia (*hydrangea*) depende, entre otros factores, del pH del suelo en el que se encuentran, de forma que para valores de pH entre 4,5 y 6,5 las flores son azules o rosas, mientras que a pH superior a 8 las flores son blancas. Dadas las siguientes disoluciones acuosas:  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaClO}$  y  $\text{NH}_3$ , indicar razonadamente: (a) ¿Qué disolución habría que añadir al suelo si se quisiera obtener hortensias de color blanco? (b) ¿De qué color serán las hortensias si añadiese al suelo una disolución de  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ?

DATOS:  $K_a$  ( $\text{HClO}$ ) =  $3,1 \times 10^{-8}$ ;  $K_b$  ( $\text{NH}_3$ ) =  $1,8 \times 10^{-5}$  (Junio 2016)

42. Se dispone de tres disoluciones acuosas de sales de igual concentración de  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{NaCl}$  y  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ . Para cada una de ellas: (a) Indicar los tipos de compuestos a partir de los que se obtienen. Escribir todas las reacciones iónicas de estas sales en disolución. (b) Justificar los diferentes valores de pH que presentan. (c) Ordenar de mayor a menor el pH de las disoluciones. (d) Explicar la variación de pH que experimentan cuando se les añade a cada una 0,5 L de agua.

DATOS:  $K_a$  ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) =  $1,8 \times 10^{-5}$ ;  $K_a$  ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ ) =  $6,3 \times 10^{-6}$  (Junio 2016)

43. Se tienen disoluciones de las siguientes sustancias  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  y  $\text{NaNO}_3$ , en distintas concentraciones. Contestar razonadamente: (a) ¿Cuál o cuáles pueden tener  $\text{pOH} = 5$ ? (b) ¿Cuál o cuáles pueden presentar una concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$   $10^{-4}$  M? (c) ¿Con cuál de ellas se puede mezclar la disolución de  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  para que la disolución resultante sea siempre básica, independientemente de la proporción en la que se mezclen? (d) ¿Pueden prepararse disoluciones independientes de  $\text{HNO}_3$  y  $\text{HNO}_2$  que tengan el mismo pH?

DATOS:  $K_a$  ( $\text{HNO}_2$ ) =  $4,5 \times 10^{-4}$ ;  $K_b$  ( $\text{CH}_3\text{NH}_2$ ) =  $3,7 \times 10^{-4}$ . (Junio 2016)

## Tema 7. Reacciones de transferencia de protones

### PROBLEMAS

- Una disolución de amoníaco 0,01 M está ionizada en un 4,3 %. Calcular: **(a)** la concentración de los iones hidroxilo y amonio; **(b)** la constante de disociación del amoníaco; **(c)** el pH de la disolución. *(Junio 1994)*
- Calcular la variación de pH que se produce cuando se añade un centímetro cúbico de HCl 1 M a un litro de: **(a)** agua pura; **(b)** una disolución que contiene ácido etanoico 0,50 M y etanoato de sodio 0,50 M.  
DATO:  $K_a$  del ácido etanoico =  $1,85 \times 10^{-5}$  *(Junio 1994)*
- Una disolución de ácido etanoico contiene 6 g por litro. Si la constante de disociación del ácido es  $1,85 \times 10^{-5}$ , calcular: **(a)** el grado de disociación; **(b)** el pH de la disolución; **(c)** la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico que tenga el mismo pH.  
DATOS: Masas atómicas: O = 16; C = 12; H = 1 *(Junio 1994)*
- Calcular el pH de las siguientes disoluciones: **(a)** ácido metanoico 0,1 M;  $K_a = 1,8 \times 10^{-4}$ ; **(b)** 10 mL de la disolución anterior a la que se añaden 10 mL de NaOH 0,1 M. *(Junio 1994)*
- 20 mL de una disolución acuosa de amoníaco de 31 % de riqueza en masa y densidad 0,89 g/mL, se diluyen en agua hasta obtener 5 litros de disolución. Calcular el pH de la misma sabiendo que la constante de disociación del amoníaco a la temperatura de trabajo es  $1,8 \times 10^{-5}$ .  
DATOS: Masas atómicas: N = 14; H = 1 *(Junio 1995)*
- El ácido sulfúrico concentrado reacciona en caliente con NaCl intercambiando sus dos hidrógenos. Calcular cuántos gramos de NaCl han reaccionado con ácido sulfúrico, si se han necesitado 32 mL de disolución de NaOH 0,25 M para neutralizar el ácido clorhídrico producido en la anterior reacción.  
DATOS: Masas atómicas: Cl = 35,5; Na = 23; O = 16; H = 1 *(Junio 1995)*
- Calcular:  
**(a)** El pH de una disolución 0,2 M de ácido metanoico cuya  $K_a = 10^{-4}$ .  
**(b)** El pH y el grado de disociación del ácido metanoico cuando a 40 mL de dicha disolución se le añaden 10 mL de ácido nítrico 0,05 M. *(Junio 1997)*
- Si 10,1 mL de vinagre han necesitado 50,5 mL de una disolución de NaOH 0,2 M para su neutralización, **(a)** ¿cuál será la molaridad del ácido en el vinagre?; **(b)** suponiendo que su acidez se debe al ácido etanoico, ¿cuál es el porcentaje en masa del ácido etanoico si la densidad del vinagre es de 1,06 g/mL?  
DATOS: Masas atómicas: O = 16; C = 12; H = 1 *(Sept. 1997)*
- Una disolución 0,03 M de amoníaco está disociada un 1,82 %. ¿Qué cantidad de agua habría que añadir a 100 mL de dicha disolución para que el pH de la disolución resultante sea 10,5? *(Sept. 1997)*

10. En un laboratorio se tienen dos matraces, uno conteniendo  $15 \text{ cm}^3$  de HCl cuya concentración es  $0,05 \text{ M}$  y el otro  $15 \text{ cm}^3$  de ácido etanoico de concentración  $0,05 \text{ M}$ . (a) Calcular el pH de cada una de ellas. (b) ¿Qué cantidad de agua se deberá añadir a la más ácida para que el pH de las dos disoluciones sea el mismo?  
DATO:  $K_a$  del ácido etanoico =  $1,8 \times 10^{-5}$  (Junio 1998)
11. (a) El pH de una disolución de NaOH es 13. Calcular su concentración. (b) El pH de una disolución de igual concentración de amoníaco es 11,13. Calcular la constante  $K_b$  del amoníaco y su grado de disociación. (Sept. 1998)
12. Un litro de una disolución acuosa de amoníaco contiene 8,5 g de esta sustancia. (a) Calcular el valor del pH de dicha disolución. (b) ¿Qué volumen de una disolución  $0,2 \text{ M}$  de ácido sulfúrico sería necesario añadir al litro de la disolución de amoníaco para que reaccione completamente?  
DATOS:  $K_b$  del amoníaco =  $1,85 \times 10^{-5}$ ; Masas atómicas: N = 14; H = 1 (Junio 1999)
13. Una disolución de un ácido HA tiene un pH de 2,5 y su grado de disociación es 0,16. Determinar: (a) La concentración de la disolución del ácido. (b) La constante de disociación del ácido. (c) El pH de la disolución que se obtiene si se mezclan  $100 \text{ cm}^3$  de la disolución del ácido HA con otros  $100 \text{ cm}^3$  de disolución  $0,20 \text{ M}$  de ácido nítrico. (Junio 1999)
14. Se tiene una disolución de un ácido monoprótico cuya constante es  $2,0 \times 10^{-3}$  y su grado de disociación 0,15. Calcular: (a) la concentración de la disolución del ácido; (b) el pH de otra disolución del mismo ácido de concentración  $10^{-3} \text{ M}$ . (Junio 1999)
15. Se tiene una disolución de ácido etanoico  $5,5 \times 10^{-2} \text{ M}$ . Calcular: (a) el grado de disociación del ácido; (b) el pH de la disolución; (c) la molaridad que debería tener una disolución de ácido clorhídrico para que su pH fuera igual al de la disolución anterior de ácido etanoico; (d) los centímetros cúbicos que se necesitan de una disolución de NaOH  $0,1 \text{ M}$  para neutralizar  $200 \text{ cm}^3$  de la disolución de ácido clorhídrico.  
DATO:  $K_a$  (ácido etanoico) =  $1,86 \times 10^{-5}$  (Junio 1999)
16. El ácido benzoico ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$ ) es un buen conservante de alimentos ya que inhibe el desarrollo microbiano, siempre y cuando el medio creado posea un pH inferior a 5. Deducir, mediante cálculos numéricos apropiados, si una disolución acuosa de ácido benzoico de concentración  $6,1 \text{ g/L}$  es adecuada como líquido conservante.  
DATOS:  $K_a$  ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$ ) =  $6,5 \times 10^{-5}$ ; Masas atómicas: O = 16; C = 12; H = 1 (Sept. 1999)
17. Se dispone de los reactivos HCl,  $\text{Na}(\text{CH}_3\text{-COO})$  y NaOH. Calcular: (a) El pH de la disolución que se obtiene al mezclar  $10 \text{ cm}^3$  de HCl  $1 \text{ M}$  con  $100 \text{ cm}^3$  de NaOH  $0,1 \text{ M}$ . (b) El grado de disociación del ácido resultante de la reacción que se produce al mezclar  $10 \text{ cm}^3$  de HCl  $1 \text{ M}$  con  $100 \text{ cm}^3$  de  $\text{Na}(\text{CH}_3\text{-COO})$   $0,1 \text{ M}$ . (c) El pH de la disolución del apartado (b).  
DATO:  $K_a$  ( $\text{CH}_3\text{-COOH}$ ) =  $1,8 \times 10^{-5}$  (Junio 2000)

18. Una muestra de 0,726 g de  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  se trata con hidróxido de sodio en exceso, desprendiéndose 0,24 litros de  $\text{NH}_3$  gas medidos a  $15^\circ\text{C}$  y 748 mm de Hg. Los otros productos de la reacción son  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  y  $\text{H}_2\text{O}$ . (a) Calcular la riqueza de la muestra, expresada en % en masa. (b) Determinar el pH de una disolución preparada con una masa igual a la indicada inicialmente de muestra impura, que se disuelve en agua, hasta un volumen total de  $100\text{ cm}^3$ . Suponer que ni el ion sulfato, ni las impurezas influyen en el pH, y que la reacción correspondiente es:  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$   
 DATOS: Masas atómicas: S = 32,1; O = 16,0; N = 14,0; H = 1,0  
 $K_a(\text{NH}_4^+) = 1,0 \times 10^{-9}$  (Junio 2000)
19. A un litro de disolución acuosa de HCl se añaden 0,74 g de hidróxido de calcio (sólido), siendo el pH final de la disolución 7 (se supone que no hay variación de volumen). Calcular: (a) La molaridad de la disolución de HCl. (b) El pH de la disolución de HCl. (c) El pH de la disolución que se obtendría si a la disolución anterior se añadiesen los mismos moles por litro de hidróxido de calcio que los que contiene de HCl. (Considerar el hidróxido de calcio totalmente disociado).  
 DATOS: Masas atómicas: Ca = 40,0; O = 16,0; H = 1,0 (Junio 2001)
20. Se dispone de una disolución acuosa 0,001 M de ácido 2-cloroetanoico, cuya constante  $K_a$  es  $1,3 \times 10^{-3}$ . Calcular: (a) el grado de disociación del ácido; (b) el pH de la disolución; (c) los gramos de ácido que se necesitarán para preparar dos litros de esta disolución.  
 DATOS: Masas atómicas: Cl = 35,5; O = 16,0; C = 12,0; H = 1,0 (Junio 2001)
21. Una disolución acuosa 0,01 M de un ácido débil HA tiene un grado de disociación de 0,25. Calcular: (a)  $K_a$  del ácido. (b) pH de la disolución. (c)  $K_b$  de la base conjugada  $\text{A}^-$ .  
 DATO:  $K_w = 10^{-14}$  (Sept. 2001)
22. Se dispone de ácido perclórico, que es un ácido fuerte, del 65 % de riqueza en masa y de densidad  $1,6\text{ g/cm}^3$ . Determinar: (a) el volumen al que hay que diluir  $1,5\text{ cm}^3$  de dicho ácido para que el pH resultante sea igual a 1,0; (b) el volumen de hidróxido de potasio (base fuerte) 0,2 M que deberá añadirse para neutralizar  $50\text{ cm}^3$  de la disolución anterior, de pH = 1,0.  
 DATOS: Masas atómicas: H = 1,0; Cl = 35,5; O = 16,0 (Junio 2002)
23. Se preparan 500 mL de una disolución que contiene 0,2 moles de un ácido orgánico mono-prótico cuyo pH es 5,7. Calcular: (a) El grado de disociación del ácido en la disolución. (b) La constante de disociación del ácido. (c) La constante  $K_b$  de la base conjugada.  
 (Junio 2002)
24. Se disponen de 250 mL de una disolución que contiene 5 g de ácido bromoetanoico cuya  $K_a = 1,25 \times 10^{-3}$ . Escribir los equilibrios correspondientes y calcular: (a) El grado de disociación. (b) Los gramos de hidróxido de potasio necesarios para reaccionar completamente con el ácido.  
 DATOS: Masas atómicas: Br = 79,9; K = 39,1; O = 16,0; C = 12,0; H = 1 (Sept. 2002)
25. Un ácido HA está disociado al 0,5 % en disolución 0,3 M. Calcular: (a) La constante de disociación del ácido. (b) El pH de la disolución. (c) La concentración de iones  $[\text{OH}^-]$ .  
 (Junio 2003)

26. Una disolución acuosa de ácido etanoico 0,01 M está ionizada en un 4,2 %. Calcular: (a) Su constante de ionización. (b) ¿Qué concentración habrá de tener una disolución de ácido clorhídrico para que su pH sea igual al de la disolución del ácido etanoico?  
(Sept. 2003)
27. El amoniaco acuoso de concentración 0,20 M tiene un valor de  $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ . (a) Calcular la concentración de iones hidróxido de la disolución. (b) Calcular el pH de la disolución. (c) Calcular el grado de ionización para el amoniaco acuoso. (d) Comparar la basicidad del amoniaco con la de las bases que se indican, formulando y ordenando los compuestos en sentido creciente de basicidad: metilamina ( $pK_b = 3,30$ ); dimetilamina ( $pK_b = 3,13$ ).  
(Junio 2004)
28. 10 mL de una disolución acuosa de hidróxido de sodio se mezclan con 20 mL de otra disolución de ácido clorhídrico 1 M. La mezcla obtenida tiene carácter ácido y precisa para su neutralización 15 mL de hidróxido de sodio 0,5 M. Calcular: (a) La concentración de la disolución inicial de hidróxido de sodio en g/L. (b) El pH de la disolución ácida obtenida al mezclar las disoluciones iniciales de hidróxido de sodio y ácido clorhídrico.  
DATO: Masa molecular del NaOH = 40.  
(Junio 2004)
29. Se dispone de una disolución acuosa de ácido fórmico (ácido metanoico) que en el equilibrio tiene una concentración 0,2 M en ácido fórmico. (a) Calcular qué concentración de ion formiato tiene dicha disolución. (b) Calcular la constante de basicidad del ion formiato o metanoato. ¿Es una base débil o fuerte? (c) ¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico 0,1 M habría que tomar para preparar 100 mL de una disolución del mismo pH que la disolución 0,2 M de ácido fórmico?  
DATO:  $K_a$  ácido fórmico =  $2 \times 10^{-3}$   
(Junio 2005)
30. Dada una disolución acuosa 0,0025 M de ácido fluorhídrico, calcular: (a) El pH de la disolución y el grado de disociación. (b) Las concentraciones en el equilibrio de HF, F<sup>-</sup> y H<sup>+</sup>.  
DATO:  $K_a = 6,66 \times 10^{-4}$   
(Junio 2005)
31. Una disolución acuosa de amoniaco de uso doméstico tiene de densidad 0,85 g/mL y el 8 % de NH<sub>3</sub> en masa. (a) Calcular la concentración molar de amoniaco en dicha disolución. (b) Si la disolución anterior se diluye 10 veces, calcular el pH de la disolución resultante. (c) Determinar las concentraciones de todas las especies (NH<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, H<sup>+</sup>, y OH<sup>-</sup>) en la disolución diluida 10 veces.  
DATOS:  $K_b$  (amoniaco) =  $1,8 \times 10^{-5}$ ; Masas atómicas = N = 14; H = 1  
(Junio 2006)
32. Se preparan dos disoluciones, una con 1,61 g de ácido metanoico en agua hasta un volumen de 100 cm<sup>3</sup> y otra de HCl, de igual volumen y concentración. Calcular: (a) El grado de disociación del ácido metanoico. (b) El pH de las dos disoluciones. (c) El volumen de hidróxido de potasio 0,15 M necesario para alcanzar el punto de equivalencia, en una neutralización ácido-base, de la disolución del ácido metanoico. (d) Los gramos de NaOH que añadidos sobre la disolución de HCl proporcionan un pH de 1. Considerar que no existe variación de volumen.  
DATOS:  $K_a$  (ácido metanoico) =  $1,8 \times 10^{-4}$ ;  
Masas atómicas: Na = 23; O = 16; C = 12; H = 1  
(Junio 2006)

33. Una disolución contiene 0,376 g de fenol ( $C_6H_5OH$ ) por cada 100 mL. Sabiendo que el fenol se puede comportar como ácido débil monoprótico y que su valor de  $K_a$  es  $10^{-10}$ , calcular: (a) Las concentraciones finales de fenol y fenolato presentes en la disolución, así como el pH y el grado de disociación del fenol. (b) El volumen de disolución de hidróxido de sodio 0,2 M que se necesitaría para neutralizar 25 mL de disolución de fenol.  
DATOS: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16. *(Sept. 2006)*
34. El ácido butanoico es un ácido débil de  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ . Calcular: (a) El grado de disociación de una disolución 0,02 M del ácido butanoico. (b) El pH de la disolución 0,02 M. (c) El pH de la disolución que resulta al añadir 0,05 moles de HCl a 250 mL de una disolución 0,02 M de ácido butanoico. Suponer que no hay variación de volumen. *(Junio 2007)*
35. El pH de un zumo de limón es 3,4. Suponiendo que el ácido del limón se comporta como un ácido monoprótico (HA) con constante de acidez  $K_a = 7,4 \times 10^{-4}$ , calcular: (a) La concentración de HA en ese zumo de limón. (b) El volumen de una disolución de hidróxido de sodio 0,005 M necesaria para neutralizar 100 mL del zumo de limón. *(Junio 2007)*
36. El pH de una disolución de un ácido monoprótico HA es 3,4. Si el grado de disociación del ácido es 0,02. Calcular: (a) La concentración inicial de ácido. (b) Las concentraciones del ácido y de su base conjugada en el equilibrio. (c) El valor de la constante de acidez  $K_a$ . (d) Los gramos de hidróxido de potasio necesarios para neutralizar 50 mL de dicho ácido.  
DATOS: Masas atómicas: K = 39,1; O = 16; H = 1. *(Sept. 2007)*
37. Una disolución 0,1 M de un ácido monoprótico, HA, tiene un pH de 4,8. Calcular: (a) Las concentraciones en el equilibrio de todas las especies presentes en la disolución (incluir la concentración de  $OH^-$ ). (b) La constante de disociación del ácido HA y el grado de disociación del ácido.  
DATO:  $K_w = 1 \times 10^{-14}$  *(Junio 2008)*
38. Se tiene una disolución de ácido nítrico de pH = 2,30. (a) Determinar el número de moles de ion nitrato en disolución sabiendo que el volumen de la misma es de 250 mL. (b) Calcular la masa de hidróxido de sodio necesaria para neutralizar 25 mL de la disolución anterior. (c) Determinar el pH de la disolución obtenida al añadir 25 mL de hidróxido de sodio 0,001 M a 25 mL de la primera disolución de ácido nítrico, suponiendo que los volúmenes son aditivos.  
DATOS: Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1 *(Junio 2008)*
39. Una disolución acuosa de amoníaco de uso doméstico tiene una densidad de  $0,962 \text{ g/cm}^3$  y una concentración del 6,5 % en masa. Determinar: (a) La concentración molar de amoníaco en dicha disolución. (b) El pH de la disolución. (c) El pH de la disolución resultante al diluir 10 veces.  
DATOS: Masas atómicas: N = 14, H = 1;  $K_b(\text{amoníaco}) = 1,8 \times 10^{-5}$ . *(Sept. 2008)*
40. Se prepara una disolución de un ácido débil, HA, con una concentración inicial  $10^{-2}$  M. Cuando se llega al equilibrio el ácido presenta una disociación del 1 %. Calcular: (a) El pH de la disolución. (b) La constante de acidez de HA. (c) El grado de disociación si se añade agua hasta aumentar 100 veces el volumen de la disolución. (d) El pH de la disolución del apartado (c). *(Junio 2009)*

41. El ácido butanoico es un ácido débil siendo su  $K_a = 1,5 \times 10^{-5}$ . Calcular: **(a)** El grado de disociación de una disolución 0,05 M del ácido butanoico. **(b)** El pH de la disolución 0,05 M. **(c)** El volumen de una disolución de hidróxido de sodio 0,025 M necesario para neutralizar 100 mL de disolución 0,05 M de ácido butanoico. *(Junio 2009)*
42. Una disolución comercial de ácido clorhídrico presenta un pH de 0,3. **(a)** Calcular la masa de hidróxido de sodio necesaria para neutralizar 200 mL de la disolución comercial de ácido. **(b)** Si 10 mL de la disolución comercial de ácido clorhídrico se diluyen con agua hasta un volumen final de 500 mL, calcular el pH de la disolución diluida resultante. **(c)** A 240 mL de la disolución diluida resultante del apartado anterior se le añaden 160 mL de ácido nítrico 0,005 M. Calcular el pH de la nueva disolución (suponiendo volúmenes aditivos). **(d)** Calcular los gramos de hidróxido de calcio necesarios para neutralizar la disolución final del apartado (c).  
DATOS: Masas atómicas: Ca = 40; Na = 23; O = 16; H = 1. *(Sept. 2009)*
43. Se disuelven 2,3 g de ácido metanoico en agua hasta un volumen de 250 mL. Calcular: **(a)** El grado de disociación y el pH de la disolución. **(b)** El volumen de una disolución de hidróxido de potasio 0,5 M necesario para neutralizar 50 mL de la disolución anterior.  
DATOS:  $K_a = 1,8 \times 10^{-4}$ ; Masas atómicas: C = 12, O = 16, H = 1 *(Junio 2010)*
44. Se prepara una disolución de ácido benzoico ( $C_6H_5COOH$ ) cuyo pH es 3,1, disolviendo 0,61 gramos del ácido en agua hasta obtener 500 mL de disolución. Calcular: **(a)** El grado de disociación del ácido benzoico. **(b)** La constante de acidez del ácido benzoico. **(c)** La constante de basicidad del anión benzoato. **(d)** El volumen de hidróxido de sodio 0,1 M necesario para neutralizar 50 mL de la disolución del ácido.  
DATOS: Masas atómicas: O = 16; C = 12; H = 1 *(Junio 2010)*
45. Se disuelven 1,68 gramos de hidróxido de potasio en agua hasta alcanzar un volumen de 100 mL. **(a)** Calcular el pH de la disolución obtenida. **(b)** Calcular cuántos mL de ácido clorhídrico 0,6 M hacen falta para neutralizar 50 mL de la disolución de hidróxido de potasio, y cuál es el pH de la disolución final. **(c)** Calcular el pH de la disolución que se obtiene al añadir 250 mL de agua a 50 mL de la disolución inicial de hidróxido de potasio.  
DATOS: Masas atómicas: K = 39; O = 16; H = 1 *(Junio 2010)*
46. Si 1 L de disolución acuosa de HCl se neutraliza añadiendo 1,48 g de hidróxido de calcio (se supone que no hay variación de volumen). Calcular: **(a)** Los moles de HCl que había en la disolución inicial. **(b)** El pH de la disolución inicial de HCl. **(c)** El pH de la disolución que se obtiene si a 1 L de agua se añaden 0,005 moles de hidróxido de calcio (considerar el hidróxido de calcio totalmente disociado).  
DATOS: Masas atómicas: Ca = 40; O = 16; H = 1. *(Junio 2010)*
47. Se disuelven 1,4 g de hidróxido de potasio en agua hasta alcanzar un volumen final de 0,25 L. **(a)** Calcular el pH de la disolución resultante. **(b)** Si se diluyen 20 mL de la disolución anterior hasta un volumen final de 1 L, ¿cuál sería el valor de pH de la nueva disolución? **(c)** Si a 20 mL de la disolución inicial se le añaden 5 mL de HCl 0,12 M, ¿cuál será el pH de la disolución resultante? **(d)** ¿Cuántos mL de disolución de ácido nítrico de concentración 0,16 M sería necesario para neutralizar completamente 25 mL de la disolución inicial de KOH?  
DATOS: Masas atómicas: K = 39; O = 16; H = 1 *(Sept. 2010)*

48. Una disolución acuosa 0,2 M del ácido cianhídrico HCN está ionizada un 0,16 %. Calcular: (a) La constante de acidez. (b) El pH y la concentración de OH<sup>-</sup> de la disolución. (Sept. 2010)
49. Se dispone de una muestra impura de hidróxido de sodio y otra de ácido clorhídrico comercial de densidad 1,189 g/mL que contiene un 35 % en masa de ácido puro. Calcular: (a) La molaridad de la disolución de ácido clorhídrico. (b) La pureza de la muestra de hidróxido de sodio si 100 g de la misma son neutralizados con 100 mL de ácido clorhídrico comercial. (c) El pH de la disolución formada al añadir 22 g de la muestra impura de hidróxido a 40 mL del clorhídrico comercial y diluir la mezcla hasta conseguir un volumen de 1 L. DATOS: Masas atómicas: H = 1; Na = 23; O = 16; Cl = 35,5 (Junio 2011)
50. Se dispone de una disolución acuosa de KOH de concentración 0,04 M y una disolución acuosa de HCl de concentración 0,025 M. Calcular: (a) El pH de las dos disoluciones. (b) El pH de la disolución que se obtiene si se mezclan 50 mL de la disolución de KOH y 20 mL de la disolución de HCl. (c) El volumen de agua que habría que añadir a 50 mL de la disolución de KOH para obtener una disolución de pH 12. (Junio 2011)
51. El fenol (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>OH) es un ácido monoprótico muy débil. Una disolución acuosa 0,75 M de fenol tiene un pH = 5,0. Calcular: (a) El grado de disociación. (b) El valor de K<sub>a</sub> del fenol. (c) La disolución inicial se diluye hasta conseguir que el grado de disociación sea 3,0 × 10<sup>-5</sup>. ¿Cuál será la concentración total de fenol tras la dilución? (d) ¿Cuál es el pH de la disolución del apartado (c)? (Sept. 2011)
52. La anilina (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>2</sub>) se disocia según el equilibrio: C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O ⇌ C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>3</sub><sup>+</sup> + OH<sup>-</sup> con un valor de K<sub>b</sub> = 4,3 × 10<sup>-10</sup>. Calcular: (a) El grado de disociación y el valor de pH, para una disolución acuosa 5 M de anilina. (b) Si 2 mL de esta disolución se diluyen con agua hasta 1 L, calcular para la nueva disolución la concentración molar de anilina, su grado de disociación y el valor de pH. (Junio 2012)
53. Una disolución acuosa 1 M de ácido nitroso tiene un 2 % de ácido disociado. Calcular: (a) La concentración de cada una de las especies presentes en el equilibrio. (b) El pH de la disolución. (c) El valor de K<sub>a</sub> del ácido nitroso. (d) Si la disolución se diluye 10 veces ¿cuál será el nuevo grado de disociación? (Sept. 2012)
54. ¿Cuál de las siguientes acciones modificará el pH de 500 mL de una disolución de KOH 0,1 M? Justificar la respuesta mediante el cálculo del pH final en cada caso.  
 (a) Añadir 100 mL de agua.  
 (b) Evaporar la disolución hasta reducir el volumen a la mitad.  
 (c) Añadir 500 mL de una disolución de HCl 0,1 M.  
 (d) Añadir a la disolución original 0,1 mol de KOH en medio litro de agua. (Junio 2013)
55. Una disolución 0,01 M de cianuro de hidrógeno (HCN) tiene un pH de 5,6. Calcular: (a) El grado de disociación del HCN. (b) La constante de disociación del ácido (K<sub>a</sub>). (c) La constante de basicidad del ion CN<sup>-</sup> (K<sub>b</sub>). (d) El pH de la disolución resultante al mezclar 100 mL de esta disolución de HCN con 100 mL de una disolución 0,02 M de hidróxido de sodio. (Junio 2013)



56. Se preparan 500 mL de disolución disolviendo en agua 61 gramos de ácido benzoico (disolución I). Una vez preparada la disolución, se toman 5 mL de la misma y se diluyen hasta un volumen de 100 mL (disolución II). (a) Calcular el pH de la disolución I. (b) Calcular el grado de disociación de la disolución I. (c) Calcular el volumen de disolución II necesario para neutralizar 50 mL de una disolución de NaOH de pH = 10. (d) Calcular los gramos de HCl que hay que disolver en 2 L de agua para obtener una disolución con la misma concentración de protones que la disolución I.

DATOS:  $K_a$  ( $C_6H_5COOH$ ) =  $6,7 \times 10^{-5}$ .

Masas atómicas: Cl = 35,5; C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0 (Junio 2013)

57. Se determina el contenido de ácido acetilsalicílico ( $C_9H_7O_2-COOH$ ) en una aspirina (650 mg) mediante una valoración con NaOH 0,2 M. (a) Calcular la masa de NaOH que debe pesarse para preparar 250 mL de disolución. (b) Escribir la reacción de neutralización. (c) Si se requieren 12,5 mL de disolución de NaOH para alcanzar el punto de equivalencia, determinar el porcentaje en masa de ácido acetilsalicílico en la aspirina. (d) Determinar el pH cuando se disuelve una aspirina en 250 mL de agua.

DATOS:  $K_a$  (ácido acetilsalicílico) =  $2,64 \times 10^{-5}$

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16, Na = 23 (Sept. 2013)

58. El producto de solubilidad del hidróxido de hierro (III) a 25°C es  $K_s = 2,8 \times 10^{-39}$ . (a) Calcular la solubilidad de este hidróxido, en g/L. (b) ¿Cuál será el pH de una disolución saturada de esta sal? (c) Calcular qué volumen de ácido clorhídrico comercial (densidad 1,13 g/mL, riqueza 36 % en masa) es necesario para neutralizar una disolución saturada formada a partir de 10,7 g de hidróxido de hierro (III).

DATOS: Masas atómicas: Fe = 55,8; O = 16,0; H = 1,0; Cl = 35,5 (Junio 2014)

59. Se tiene una disolución acuosa de ácido acético (etanoico) 0,025 M. Calcular: (a) El pH de la disolución y el grado de disociación del ácido. (b) El volumen de ácido acético puro de densidad 1,04 g/mL necesario para preparar 200 mL de la disolución del enunciado. (c) El pH de la disolución resultante de añadir 0,5 g de NaOH a los 200 mL de disolución de ácido acético 0,025 M.

DATOS:  $K_a$  (ácido acético) =  $1,8 \times 10^{-5}$ .

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; Na = 23. (Junio 2014)

60. Para las siguientes reacciones de neutralización, formular la reacción y calcular el pH de la disolución que resulta tras:

(a) Mezclar 50 mL de ácido sulfúrico 2 M con 50 mL de hidróxido de sodio 5 M.

(b) Añadir 0,1 g de hidróxido de sodio y 0,1 g de cloruro de hidrógeno a un litro de agua destilada.

DATOS: Masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; Na = 23,0; Cl = 35,5 (Sept. 2014)

61. Se prepara una disolución añadiendo 4,88 g de ácido benzoico,  $C_6H_5COOH$ , a la cantidad de agua necesaria para obtener 500 mL de disolución. En dicha disolución el ácido está disociado en un 2,8%. Calcular: (a) La constante de acidez del ácido benzoico, expresada como  $pK_a$ . (b) El pH de la disolución y la concentración de  $OH^-$ . (c) La concentración que debe tener una disolución de ácido hipocloroso para que tenga el mismo grado de disociación que la de ácido benzoico del enunciado.

DATOS:  $pK_a$  (ácido hipocloroso) = 7,54. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16

(Junio 2015)

62. Se tiene 1 L de disolución de hidróxido de sodio cuyo pH es 13. **(a)** Calcular la masas de hidróxido de sodio que se ha utilizado en su preparación. **(b)** Calcular el volumen de agua que hay que añadir a 1 L de la disolución anterior para que su pH sea 12. **(c)** Calcular el volumen de ácido clorhídrico 0,5 M que hay que añadir a 1 L de la disolución inicial de hidróxido de sodio para conseguir que el pH final sea 7. **(d)** Explicar cuál será el pH de la disolución formada al diluir la disolución final obtenida en el apartado (c) hasta el doble de su volumen inicial.

DATOS: Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1

(Junio 2015)

63. Se tienen cuatro disoluciones 0,1 M de  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  y  $\text{KCl}$ , respectivamente.  
**(a)** Determinar el pH de la disolución de  $\text{HNO}_3$ .  
**(b)** Determinar el pH de la disolución de  $\text{HNO}_2$ .  
**(c)** Ordenar justificadamente las disoluciones del enunciado de menor a mayor pH.  
**(d)** ¿Qué volumen de hidróxido de sodio 0,25 M hay que utilizar para neutralizar 25 mL de la disolución de  $\text{HNO}_3$ ?

DATOS:  $K_a(\text{HNO}_2) = 4,5 \times 10^{-4}$ ;  $K_b(\text{NH}_3) = 1,7 \times 10^{-5}$ .

(Junio 2015)

64. Un ácido monoprótico presenta una constante de acidez  $K_a = 2,5 \times 10^{-5}$ . **(a)** Calcular la concentración inicial de este ácido necesaria para obtener una disolución con  $\text{pH} = \text{p}K_a - 2$ . **(b)** Calcular la masa de KOH necesaria para neutralizar 100 mL de la disolución del ácido del apartado (a). **(c)** Razonar si el pH resultante de la neutralización del apartado (b) es ácido, básico o neutro.

DATOS: Masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; K = 39,1.

(Sept. 2015)

65. Un vinagre que contiene un 5 % en masa de ácido acético tiene un pH de 2,4. Calcular: **(a)** La concentración molar inicial de la disolución del ácido. **(b)** La densidad del vinagre.

DATOS:  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ . Masas atómicas: H = 1, C = 12, O = 16.

(Junio 2016)

66. Se tienen dos disoluciones acuosas (1) y (2) del mismo ácido monoprótico. La disolución (1) tiene un pH de 3,92 y un grado de disociación del 2 %. La disolución (2) tiene una concentración 0,05 M. Calcular: **(a)** La constante de disociación del ácido. **(b)** El pH de la disolución (2). **(c)** El pH de la disolución resultante de mezclar 10 mL de (1) y 10 mL de (2).

(Junio 2016)

67. El ácido benzoico tiene un  $\text{p}K_a = 4,2$ . **(a)** Calcular la concentración que debe tener una disolución de este ácido para que el pH sea 2,3. **(b)** Determinar la masa de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  necesaria para neutralizar 25 mL de la disolución del apartado (a). **(c)** Justificar si la disolución resultante del apartado (b) presenta pH ácido, básico o neutro.

DATOS: Masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; Ba = 137,3.

(Sept. 2016)

## Tema 8. Reacciones de transferencia de electrones

### CUESTIONES

1. Dada la siguiente tabla de potenciales normales, expresada en voltios, indicar cuál o cuáles de las siguientes reacciones serían espontáneas (en condiciones normales) y completar las que lo sean.



(Junio 1994)

Par redox	E° (V)
$F_2/F^-$	2,87
$Cl_2/Cl^-$	1,36
$Na^+/Na$	-2,71
$Li^+/Li$	-3,04

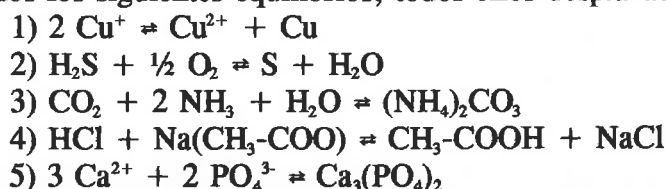
2. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas? Escribir de nuevo las afirmaciones falsas de modo que resulten correctas.

En cualquier celda química:

- (a) Se produce energía eléctrica a partir de una reacción espontánea de oxidación-reducción.  
 (b) El ánodo es el electrodo en el que ocurre la reducción.  
 (c) El electrodo que es la fuente de electrones es el negativo.  
 (d) Los cationes poseen siempre carga positiva y se desplazan siempre hacia el cátodo.

(Junio 1994)

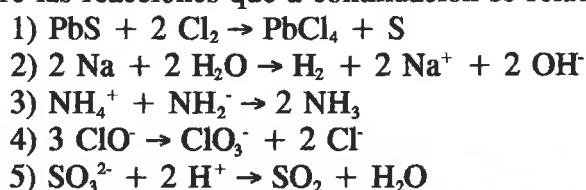
3. Dados los siguientes equilibrios, todos ellos desplazados a la derecha:



- (a) Elaborar una lista con las especies que actúan como oxidantes.  
 (b) Elaborar una lista con las especies que actúan como reductoras.  
 (c) Elaborar una lista con las especies que actúan como ácidos.  
 (d) Elaborar una lista con las especies que actúan como bases.

(Sept. 1994)

4. Entre las reacciones que a continuación se relacionan:



- (a) ¿Qué reacciones son de oxidación-reducción?  
 (b) ¿Qué reacciones son ácido-base?  
 (c) Para las reacciones redox, indicar la forma oxidada y reducida de cada par.  
 (d) Para las reacciones ácido-base, indicar el ácido y la base conjugada de cada par.

(Junio 1995)

5. Escribir e igualar las reacciones que tienen lugar en los siguientes casos:

- (a) Si se introduce una barra de hierro en una disolución de nitrato de plata.  
 (b) Si se mezcla una disolución de permanganato de potasio en medio ácido con otra de cloruro de estaño (II). (Junio 1996)

Par redox	E° (V)
$Ag^+/Ag$	0,80
$Fe^{2+}/Fe$	-0,44
$MnO_4^-/Mn^{2+}$	1,51
$Sn^{4+}/Sn^{2+}$	0,15

6. Razonar: (a) si el cobre metal puede disolverse en HCl 1 M para dar cloruro de cobre (II) e hidrógeno molecular ( $H_2$ ); (b) ¿podría disolverse el Zn?

(Sept. 1997)

Par redox	$E^0$ (V)
$Zn^{2+}/Zn$	-0,76
$Cu^{2+}/Cu$	0,34

7. Dada la siguiente tabla de potenciales normales, expresados en voltios:

(a) Expresar el nombre de:

- La forma reducida del oxidante más fuerte
- Un catión que pueda ser oxidante y reductor
- La especie más reductora
- Un anión que pueda ser oxidante y reductor

(b) Escribir e igualar dos reacciones que sean espontáneas entre especies que figuren en la tabla que correspondan a:

- Una oxidación de un catión por un anión
- Una reducción de un catión por un anión

(Junio 1998)

Par redox	$E^0$ (V)
$Cl_2/Cl^-$	1,35
$ClO_4^-/ClO_3^-$	1,19
$ClO_3^-/ClO_2^-$	1,16
$Cu^{2+}/Cu$	0,35
$SO_3^{2-}/S^{2-}$	0,23
$SO_4^{2-}/S^{2-}$	0,15
$Sn^{4+}/Sn^{2+}$	0,15
$Sn^{2+}/Sn$	-0,14

8. Los electrodos de una pila galvánica son de aluminio y cobre.

(a) Escribir las semirreacciones que se producen en cada electrodo, indicando cuál será el ánodo y cuál será el cátodo. (b) Calcular la fuerza electromotriz de la pila. (c) ¿Cuál será la representación simbólica de la pila? (d) Razonar si alguno de los dos metales produciría hidrógeno gaseoso al ponerlo en contacto con ácido sulfúrico.

(Sept. 1998)

Par redox	$E^0$ (V)
$Al^{3+}/Al$	-1,67
$Cu^{2+}/Cu$	0,34

9. Deducir razonadamente y escribiendo la reacción igualada:

(a) Si el hierro en su estado elemental puede ser oxidado a hierro (II) con  $MoO_4^{2-}$ .

(b) Si el hierro (II) puede ser oxidado a hierro (III) con  $NO_3^-$ .

(Junio 1999)

Par redox	$E^0$ (V)
$MoO_4^{2-}/Mo^{3+}$	0,51
$NO_3^-/NO$	0,96
$Fe^{3+}/Fe^{2+}$	0,77
$Fe^{2+}/Fe$	-0,44

10. La producción industrial de agua de cloro se basa en la reacción del cloro con agua, formándose los aniones hipoclorito y cloruro, de manera que la disolución resultante se puede emplear como agente blanqueante y desinfectante debido al carácter oxidante del anión hipoclorito formado. (a) Escribir e igualar la reacción. Explicar razonadamente de qué tipo de reacción se trata. (b) ¿Cómo se modificaría el rendimiento de la reacción si se adiciona una base?

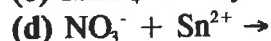
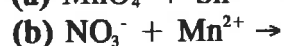
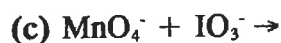
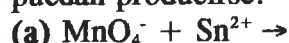
(Sept. 1999)

11. Dados los valores de potencial estándar de reducción de la tabla, indicar razonadamente: (a) ¿Cuál es la especie química más oxidante entre todas las mencionadas anteriormente? (b) ¿Cuál es la forma reducida con mayor tendencia a oxidarse? (c) ¿Es espontánea la reacción entre el cloro molecular y el ion yoduro? (d) ¿Es espontánea la reacción entre el ion cloruro y el bromo molecular?

(Sept. 1999)

Par redox	$E^0$ (V)
$I_2/I^-$	0,53
$Br_2/Br^-$	1,07
$Cl_2/Cl^-$	1,36

12. Considerando los datos adjuntos, deducir si se producirán las siguientes reacciones de oxidación-reducción e igualar las que puedan producirse:



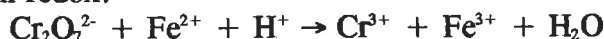
(Sept. 2000)

Par redox	$E^0$ (V)
$MnO_4^-/Mn^{2+}$	1,51
$NO_3^-/NO$	0,96
$Sn^{4+}/Sn^{2+}$	0,15
$IO_4^-/IO_3^-$	1,65

13. Se dispone de una pila formada por un electrodo de zinc, sumergido en una disolución 1 M de  $Zn(NO_3)_2$  y conectado con un electrodo de cobre, sumergido en una disolución 1 M de  $Cu(NO_3)_2$ . Ambas disoluciones están unidas por un puente salino. (a) Escribir el esquema de la pila galvánica y explicar la función del puente salino. (b) Indicar en qué electrodo tiene lugar la oxidación y en cuál la reducción. (c) Escribir la reacción global que tiene lugar, e indicar en qué sentido circula la corriente. (d) ¿En qué electrodo se deposita el cobre? (Sept. 2001)

Par redox	$E^\circ$ (V)
$Zn^{2+}/Zn$	-0,76
$Cu^{2+}/Cu$	0,34

14. Considerar la reacción redox:



- (a) ¿Qué especie es la oxidante y a qué se reduce? ¿Pierde o gana electrones? (b) ¿Qué especie es la reductora y a qué se oxida? ¿Pierde o gana electrones? (c) Igualar por el método del ión-electrón la reacción molecular entre  $FeSO_4$  y  $K_2Cr_2O_7$ , en presencia de ácido sulfúrico, para dar  $Fe_2(SO_4)_3$  y  $Cr_2(SO_4)_3$ , entre otras sustancias. (Junio 2002)

15. En medio ácido, el ion permanganato se utiliza como agente oxidante fuerte. Contestar razonadamente a las siguientes preguntas e igualar las reacciones iónicas que se puedan producir: (a) ¿Reaccionará con  $Fe(s)$ ? (b) ¿Oxidaría al  $H_2O_2$ ? (Junio 2002)

Par redox	$E^\circ$ (V)
$MnO_4^-/Mn^{2+}$	1,51
$Fe^{2+}/Fe$	-0,44
$O_2/H_2O_2$	0,70

16. Contestar razonadamente si las reacciones que se dan en los siguientes apartados serán espontáneas, igualando los procesos que tengan lugar: (a) Al agregar aluminio metálico a una disolución acuosa de iones  $Cu^{2+}$ . (b) Al agregar un trozo de manganeso a una disolución acuosa 1 M de  $Pb(NO_3)_2$ . (Sept. 2002)

Par redox	$E^\circ$ (V)
$Al^{3+}/Al$	-1,66
$Cu^{2+}/Cu$	0,34
$Mn^{2+}/Mn$	-1,18
$Pb^{2+}/Pb$	-0,12

17. Contestar razonadamente a las siguientes cuestiones e igualar por el método del ion-electrón las reacciones que tengan lugar de forma espontánea: (a) ¿Qué especie es el oxidante más fuerte y cuál el reductor más fuerte? (b) ¿Qué sucede si una disolución de sulfato de hierro (II) se guarda en un recipiente de cobre?; ¿y si una de sulfato de cobre (II) se guarda en un recipiente de hierro? (c) ¿Se formará un recubrimiento metálico sobre una barra de plomo introducida en una disolución acuosa 1 M de  $Ag^+$ ? (Junio 2003)

Par redox	$E^\circ$ (V)
$Mg^{2+}/Mg$	-2,37
$Fe^{2+}/Fe$	-0,44
$Pb^{2+}/Pb$	-0,13
$Cu^{2+}/Cu$	0,34
$Ag^+/Ag$	0,80

18. Considerando condiciones estándar, justificar cuáles de las siguientes reacciones tienen lugar espontáneamente y cuáles sólo pueden llevarse a cabo por electrólisis:

- (a)  $Fe^{2+} + Zn \rightleftharpoons Fe + Zn^{2+}$   
 (b)  $2 H_2O \rightleftharpoons 2 H_2(g) + O_2(g)$  en medio ácido  
 (c)  $I_2 + 2 Fe^{2+} \rightleftharpoons 2 I^- + 2 Fe^{3+}$   
 (d)  $Fe + 2 Cr^{3+} \rightleftharpoons Fe^{2+} + 2 Cr^{2+}$

(Junio 2003)

Par redox	$E^\circ$ (V)
$Fe^{2+}/Fe$	-0,44
$Zn^{2+}/Zn$	-0,77
$O_2/H_2O$	1,23
$Fe^{3+}/Fe^{2+}$	0,77
$Cr^{3+}/Cr^{2+}$	-0,42
$I_2/I^-$	0,53

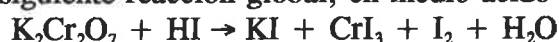
19. Conociendo los potenciales normales de reducción de los halógenos:  
**(a)** Escribir las siguientes reacciones y determinar cuáles serán espontáneas: **(a1)** oxidación del ión bromuro por yodo; **(a2)** reducción de cloro por ión bromuro; **(a3)** oxidación del ión yoduro con cloro.  
**(b)** Justificar cuál es la especie más oxidante y cuál es la más reductora.

Par redox	E° (V)
F <sub>2</sub> /F <sup>-</sup>	2,85
Cl <sub>2</sub> /Cl <sup>-</sup>	1,36
Br <sub>2</sub> /Br <sup>-</sup>	1,07
I <sub>2</sub> /I <sup>-</sup>	0,54

20. Para un proceso electrolítico de una disolución de AgNO<sub>3</sub> en el que se obtiene Ag metal, justificar si son verdaderas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones:  
**(a)** Para obtener 1 mol de Ag se requiere el paso de 2 mol de electrones.  
**(b)** En el ánodo se produce la oxidación de los protones del agua.  
**(c)** En el cátodo se produce oxígeno.  
**(d)** Los cationes de plata se reducen en el cátodo.

(Junio 2004)

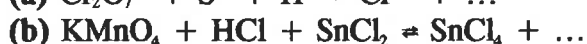
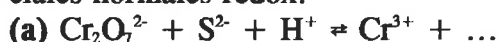
21. Teniendo en cuenta la siguiente reacción global, en medio ácido y sin ajustar:



- (a)** Indicar los estados de oxidación de todos los átomos en cada una de las sustancias de la reacción. **(b)** Escribir e igualar las semirreacciones de oxidación y reducción, así como la reacción molecular.

(Sept. 2004)

22. Completar e igualar, en medio ácido, las semirreacciones de oxidación y de reducción así como la reacción global. Indicar si son espontáneas las reacciones globales en función de los potenciales normales redox.



(Junio 2005)

Par redox	E° (V)
Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> /Cr <sup>3+</sup>	1,33
S/S <sup>2-</sup>	0,14
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> /Mn <sup>2+</sup>	1,51
Sn <sup>4+</sup> /Sn <sup>2+</sup>	0,15

23. Dada la reacción de oxidación-reducción:



- (a)** Indicar los estados de oxidación de todos los elementos en cada uno de los iones de la reacción. **(b)** Nombrar todos los iones. **(c)** Escribir e igualar las semirreacciones de oxidación y reducción. **(d)** Escribir la reacción iónica global igualada.

(Junio 2005)

24. Considerando los siguientes metales: Zn, Mg, Pb y Fe

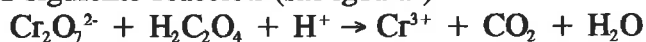
- (a)** Ordenar de mayor a menor facilidad de oxidación.

- (b)** ¿Cuáles de estos metales pueden reducir Fe<sup>3+</sup> a Fe<sup>2+</sup> pero no Fe<sup>2+</sup> a Fe metálico? Justificar las respuestas.

(Junio 2006)

Par redox	E° (V)
Zn <sup>2+</sup> /Zn	-0,76
Mg <sup>2+</sup> /Mg	-2,37
Pb <sup>2+</sup> /Pb	-0,13
Fe <sup>2+</sup> /Fe	-0,44
Fe <sup>3+</sup> /Fe <sup>2+</sup>	0,77

25. Dada la siguiente reacción (sin igualar)



- (a)** Indicar los estados de oxidación de todos los átomos en cada uno de los reactivos y productos de dicha reacción. **(b)** Escribir e igualar las semirreacciones de oxidación y reducción. **(c)** Igualar la reacción iónica global. **(d)** Justificar si es espontánea o no en condiciones estándar.

Par redox	E° (V)
Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> /Cr <sup>3+</sup>	1,33
CO <sub>2</sub> /C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	-0,49

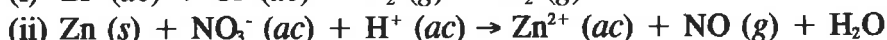
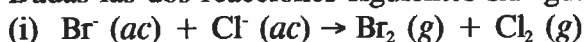
(Sept. 2006)

26. En una pila electroquímica, el ánodo está formado por una barra de cobre sumergida en una disolución acuosa de nitrato de cobre (II), mientras que el cátodo consiste en una lámina de plata sumergida en una disolución acuosa de nitrato de plata. (a) Formular las semirreacciones del ánodo y del cátodo. (b) Formular la reacción global iónica y molecular de la pila. (c) Explicar de forma justificada por qué se trata de una pila galvánica. (d) Indicar razonadamente el signo de  $\Delta G^\circ$  para la reacción global.

Par redox	$E^\circ$ (V)
$\text{Ag}^+/\text{Ag}$	0,80
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	0,34

(Sept. 2008)

27. Dadas las dos reacciones siguientes sin igualar:

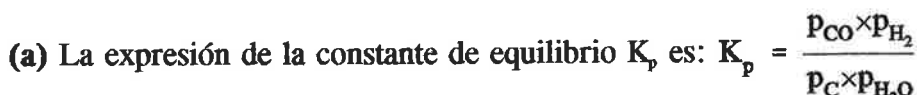


- (a) Justificar por qué una de ellas no se puede producir. (b) Igualar las semirreacciones de oxidación y de reducción de la reacción que sí se puede producir. (c) Igualar la reacción global de la reacción que sí se puede producir. (d) Justificar si es espontánea dicha reacción.

Par redox	$E^\circ$ (V)
$\text{Br}_2/\text{Br}^-$	1,06
$\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$	1,36
$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$	-0,76
$\text{NO}_3^-/\text{NO}$	0,96

(Junio 2009)

28. Dado el equilibrio  $\text{C} (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO} (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g})$ , justificar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:



- (b) Al añadir más carbono, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

- (c) En esta reacción, el agua actúa como oxidante.

- (d) El equilibrio se desplaza hacia la izquierda cuando aumenta la presión del sistema.

(Junio 2010)

29. Justificar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- (a) En una pila galvánica, la reacción de reducción tiene lugar en el ánodo.

- (b) En la pila Daniell, la reducción de los cationes  $\text{Cu}^{2+}$  tiene lugar en el polo positivo de la pila.

- (c) En una pila galvánica, el polo negativo recibe el nombre de cátodo.

- (d) En la pila Daniell, la oxidación del Zn tiene lugar en el ánodo.

(Junio 2010)

30. Para los pares redox de la tabla: (a) Indicar los agentes oxidantes y reductores en cada caso. (b) Justificar si se producirá una reacción redox espontánea al mezclar  $\text{Cl}_2$  con una disolución de KI. (c) Justificar si se producirá una reacción redox espontánea al mezclar  $\text{I}_2$  con una disolución que contiene  $\text{Fe}^{2+}$ . (d) Para la reacción redox espontánea de los apartados (b) y (c), igualar las semirreacciones de oxidación y reducción y la reacción iónica global.

Par redox	$E^\circ$ (V)
$\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$	1,36
$\text{I}_2/\text{I}^-$	0,53
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	0,77

(Junio 2010)

31. Dados los pares redox de la tabla: (a) Escribir e igualar las semirreacciones de reducción de cada uno de ellos. (b) ¿Qué especie sería el oxidante más fuerte? Justificar la respuesta. (c) ¿Qué especie sería el reductor más fuerte? Justificar la respuesta. (d) ¿Podría el  $\text{Cl}_2$  oxidar al aluminio hasta  $\text{Al}^{3+}$ ? Justificar la respuesta. (Sept. 2010)

Par redox	$E^\circ$ (V)
$\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$	-2,37
$\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$	1,36
$\text{Al}^{3+}/\text{Al}$	-1,66
$\text{Ag}^+/\text{Ag}$	0,80

32. El dicromato de potasio oxida al yoduro de sodio en medio ácido sulfúrico originándose, entre otros, sulfato de sodio, sulfato de cromo (III) y yodo. **(a)** Formular las semirreacciones de oxidación y reducción. **(b)** Formular la reacción iónica e indicar cuáles son las especies oxidante y reductora. **(c)** Formular la reacción molecular. **(d)** Justificar si el dicromato de potasio oxidaría al cloruro de sodio. (Sept. 2010)

Par redox	E° (V)
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$	1,33
$\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$	1,36

33. Con los datos de potenciales normales de la tabla, contestar razonadamente: **(a)** ¿Se produce reacción si a una disolución acuosa de sulfato de zinc se le añade cobre metálico? **(b)** Si se quiere hacer una celda electrolítica con las dos especies del apartado anterior, ¿qué potencial mínimo habrá que aplicar? **(c)** Para la celda electrolítica del apartado b) ¿Cuáles serán el polo positivo, el negativo, el cátodo, el ánodo y qué tipo de semirreacción se produce en ellos? **(d)** ¿Qué sucederá si añadimos zinc metálico a una disolución de sulfato de cobre (II)? (Junio 2011)

Par redox	E° (V)
$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$	-0,76
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	0,34

34. Suponiendo una pila galvánica formada por un electrodo de Ag (s) sumergido en una disolución de  $\text{AgNO}_3$  y un electrodo de Pb (s) sumergido en una disolución de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , indicar: **(a)** La reacción que tendrá lugar en el ánodo. **(b)** La reacción que tendrá lugar en el cátodo. **(c)** La reacción global. **(d)** El potencial de la pila.

Par redox	E° (V)
$\text{Ag}^+/\text{Ag}$	0,80
$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$	-0,13

(Junio 2011)

35. Se intenta oxidar cobre metálico ( $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$ ) por reacción con ácido nítrico, ácido sulfúrico y ácido clorhídrico. Considerando los potenciales indicados: **(a)** Escribir e igualar las semirreacciones de reducción de los tres ácidos. **(b)** Calcular E° para las reacciones de oxidación del cobre con los tres ácidos y justificar que solo una de ellas es espontánea. (Sept. 2011)

Par redox	E° (V)
$\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$	1,36
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	0,34
$\text{NO}_3^-/\text{NO}$	0,96
$\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2$	0,17

36. A partir de los potenciales que se dan en la tabla, justificar: **(a)** La pareja de electrodos con la que se construirá la pila galvánica con mayor potencial. Calcular su valor. **(b)** Las semirreacciones del ánodo y el cátodo de la pila del apartado anterior. **(c)** La pareja de electrodos con la que se construirá la pila galvánica con menor potencial. Calcular su valor. **(d)** Las semirreacciones del ánodo y el cátodo de la pila del apartado anterior. (Junio 2012)

Par redox	E° (V)
$\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$	-0,14
$\text{Pt}^{2+}/\text{Pt}$	1,20
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	0,34
$\text{Al}^{3+}/\text{Al}$	-1,79

37. A partir de los valores de los potenciales estándar proporcionados en este enunciado, razonar si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa:

- (a)** Cuando se introduce una barra de cobre en una disolución de nitrato de plata, se recubre de plata.  
**(b)** Los iones  $\text{Zn}^{2+}$  reaccionan espontáneamente con los iones  $\text{Pb}^{2+}$ , al ser positivo el potencial resultante.  
**(c)** Cuando se introduce una disolución de  $\text{Cu}^{2+}$  en un recipiente de plomo, se produce una reacción química.  
**(d)** Cuando se fabrica una pila con los sistemas  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  y  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ , el ánodo es el electrodo de plata.

Par redox	E° (V)
$\text{Ag}^+/\text{Ag}$	0,80
$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$	-0,76
$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$	-0,14
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	0,34

(Junio 2012)



38. Igualar las siguientes reacciones iónicas redox. Indicar para cada caso el agente oxidante y el reductor.
- (a)  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Br}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 (b)  $\text{MnO}_4^- + \text{Sn}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Sn}^{4+} + \text{H}_2\text{O}$  (Sept. 2012)

39. Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando su respuesta:

Par redox	$E^\circ$ (V)
$\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$	-0,137
$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$	+0,125
$\text{Na}^+/\text{Na}$	-2,713

- (a) La reacción redox entre el Sn y el  $\text{Pb}^{2+}$  es espontánea.  
 (b) El Sn se oxida espontáneamente en medio ácido.  
 (c) La reducción del  $\text{Pb}^{2+}$  con sodio metálico tiene un potencial  
 $E = 0,125 - 2 \times (-2,713) = 5,551 \text{ V}$ .  
 (d) La reducción del  $\text{Sn}^{2+}$  con sodio metálico tiene un potencial  
 $E = -0,137 - (-2,713) = 2,576 \text{ V}$ .

(Junio 2013)

40. Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Justificar las respuestas.

- (a) Una mezcla de NaCl (ac) y NaOH (ac) presenta  $\text{pH} > 7$ .  
 (b) El agua de la atmósfera tiene pH ácido por tener una cierta cantidad de  $\text{CO}_2$  disuelto.  
 (c) Cuando se mezclan 100 mL de HCl 0,5 M con 200 mL de KOH 0,25 M el pH resultante es 7.  
 (d) Cuando se mezcla  $\text{CaCO}_3$  con HCl se produce una reacción redox en la que burbujea  $\text{CO}_2$ . (Junio 2013)

41. Cuando se introduce una barra de Zn en una disolución acuosa de HCl se observa la disolución de la barra y el desprendimiento de burbujas de gas. En cambio, cuando se introduce una barra de plata en una disolución de HCl no se observa ninguna reacción. A partir de estas observaciones:

- (a) Razonar qué gas se está desprendiendo en el primer experimento.  
 (b) Justificar qué signo tendrán los potenciales  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$  y  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag})$ .  
 (c) Justificar si se produce reacción cuando se introduce una barra de Zn en una disolución acuosa de  $\text{AgNO}_3$ . (Junio 2013)

42. Una forma de estimar la contaminación del agua es medir la Demanda Química de Oxígeno (DQO). Para ello, el carbono orgánico (C) se transforma en dióxido de carbono al reaccionar en medio ácido con dicromato de potasio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ), obteniéndose  $\text{Cr}^{3+}$ . (a) Escribir e igualar las semirreacciones iónicas de oxidación y de reducción. (b) Indicar qué especie actúa como oxidante y cuál como reductora. (c) Igualar la reacción iónica global. (d) Si  $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,44 \text{ V}$  ¿qué valor debería tener  $E^\circ(\text{CO}_2/\text{C})$  para que la reacción estuviera en equilibrio? (Junio 2013)

43. Para llevar a cabo los procesos indicados en los apartados a) y b) se dispone de cloro y yodo moleculares. Explicar cuál de estas dos sustancias se podría utilizar en cada caso, qué semirreacciones tendrían lugar, la reacción global y cuál sería el potencial de las reacciones para:

Par redox	$E^\circ$ (V)
$\text{Ag}^+/\text{Ag}$	0,80
$\text{I}_2/\text{I}^-$	0,53
$\text{Br}_2/\text{Br}^-$	1,07
$\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$	1,36

- (a) Obtener  $\text{Ag}^+$  a partir de Ag.  
 (b) Obtener  $\text{Br}_2$  a partir de  $\text{Br}^-$ .

(Sept. 2013)

44. A partir de los potenciales normales de la tabla, justificar para los metales Pb, Ni y Ag:

- (a) Cuál o cuáles desprenden hidrógeno molecular al ser tratados con un ácido fuerte.  
 (b) Cuál o cuáles pueden reducir el  $\text{Sn}^{4+}$  a  $\text{Sn}^{2+}$  pero no el  $\text{Sn}^{2+}$  a Sn.  
 (c) Cuál será el potencial de la reacción producida al sumergir una barra de Pb en una disolución acuosa de AgCl. Escribir la reacción y justificar por qué es espontánea.

Par redox	$E^{\circ}$ (V)
$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$	-0,12
$\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$	-0,26
$\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$	0,15
$\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$	-0,14
$\text{Ag}^{+}/\text{Ag}$	0,80

(Junio 2014)

45. Igualar las siguientes reacciones redox y justificar si son espontáneas:

- (a)  $\text{Cl}_2 + \text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + \text{Cl}^-$   
 (b)  $\text{Cu}^{2+} + \text{Cr} \rightarrow \text{Cu} + \text{Cr}^{3+}$

(Sept. 2014)

Par redox	$E^{\circ}$ (V)
$\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}$	-0,74
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	0,34
$\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$	-0,40
$\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$	1,36

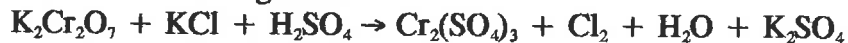
46. Justificar si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa:

- (a) En la reacción  $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$ , el oxígeno es el reductor.  
 (b) En el HClO el estado de oxidación del Cl es -1.  
 (c) Una pila formada por los pares redox  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  y  $\text{Ag}^{+}/\text{Ag}$  tiene un potencial normal de 0,46 V.  
 (d) A partir de los potenciales de reducción se deduce que tiene lugar la reacción iónica  $2 \text{Fe}^{3+} + 3 \text{Zn} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{Zn}^{2+}$

Par redox	$E^{\circ}$ (V)
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	0,34
$\text{Ag}^{+}/\text{Ag}$	0,80
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}$	-0,04
$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$	-0,76

(Junio 2015)

47. Dada la siguiente reacción sin igualar:



- (a) Indicar el estado de oxidación del cromo en las dos especies químicas en las que participa, y el estado de oxidación del cloro en las dos especies químicas en las que participa. Indicar la especie que se oxida y la que se reduce. Indicar la especie reductora y la especie oxidante. (b) Igualar las semirreacciones que tienen lugar y la reacción molecular global.  
 (c) Calcular el volumen de  $\text{Cl}_2$  que se puede obtener, medido en condiciones normales, a partir de 2 moles de KCl.

(Junio 2015)

48. Igualar las siguientes reacciones redox en sus formas iónica y molecular, especificando en cada caso cuáles son las semirreacciones de oxidación y reducción:

- (a)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HI} \rightarrow \text{KI} + \text{CrI}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 (b)  $\text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

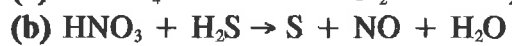
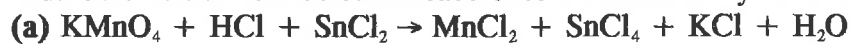
(Junio 2015)

49. Se dispone en el laboratorio de 250 mL de una disolución de  $\text{Cd}^{2+}$  de concentración 1 M y de dos barras metálicas, una de Ni y otra de Al. (a) Justificar cuál de las dos barras deberá introducirse en la disolución de  $\text{Cd}^{2+}$  para obtener Cd metálico, y formular las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo. Igualar la reacción redox global. (b) En la disolución del enunciado, ¿cuántos gramos del metal se consumirán en la reacción total del  $\text{Cd}^{2+}$ ?  
 DATOS: Masas atómicas: Al = 27; Ni = 59.

Par redox	$E^{\circ}$ (V)
$\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$	-0,40
$\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$	-0,26
$\text{Al}^{3+}/\text{Al}$	-1,68

(Junio 2016)

50. Igualar las siguientes reacciones redox en sus formas iónica y molecular, especificando en cada caso cuáles son las semirreacciones de oxidación y reducción:

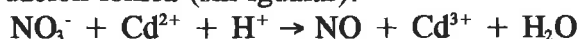


*(Sept. 2016)*

## Tema 8. Reacciones de transferencia de electrones

### PROBLEMAS

1. Dada la ecuación iónica (sin igualar):



Calcular: (a) el potencial normal de la pila basada en esa reacción; (b) deducir si se produciría esta reacción con Cu metálico en lugar de con Cd; (c) indicar los agentes oxidante y reductor en cada caso.

DATOS: Masas atómicas: N = 14; O = 16; H = 1; Cd = 112,4

Par redox	E° (V)
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /NO	0,96
Cd <sup>2+</sup> /Cd	-0,40
Cu <sup>2+</sup> /Cu	0,34

(Sept. 1994)

2. Calcular el plomo consumido durante el arranque del motor de un automóvil, si la batería de plomo tiene que proporcionar 175 A durante 1,2 s mediante la reacción anódica:



DATO: Masa atómica del plomo = 207,2

(Sept. 1994)

3. Suponiendo que la oxidación anódica tiene lugar con un rendimiento del 80 %, calcular durante cuánto tiempo (expresado en horas y minutos) tendrá que circular una corriente de 5 amperios para oxidar 15 gramos de Mn<sup>2+</sup> a MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>.

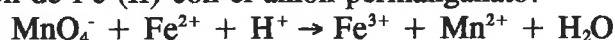
DATO: Masa atómica del manganeso = 55

(Junio 1996)

4. Se hace la electrólisis del NaCl en disolución acuosa utilizando una corriente de 5 A durante 30 minutos. (a) ¿Qué volúmenes de gases se obtienen en el ánodo y en el cátodo a 1 atm y 25°C? (b) ¿Cómo tendría que estar el electrolito en la celda para que se depositase sodio, y qué diferencia de potencial habría que aplicar? (Sept. 1996)

Par redox	E° (V)
Na <sup>+</sup> /Na	-2,71
Cl <sub>2</sub> /Cl <sup>-</sup>	1,36

5. Un gramo de un mineral de hierro se disuelve en ácido sulfúrico. Para que reaccione todo el Fe (II) formado, se emplean 20 mL de disolución 0,04 M de permanganato de potasio. (a) Igualar la reacción de Fe (II) con el anión permanganato:



(b) Calcular el porcentaje de hierro en el mineral.

DATO: Masa atómica del hierro = 55,8

(Sept. 1996)

6. Dados los equilibrios:



(a) Igualar las ecuaciones y justificar si están desplazadas a la derecha. (b) Calcular el volumen en mL de KMnO<sub>4</sub> 0,1 M necesario para oxidar el Fe<sup>2+</sup> y el Sn<sup>2+</sup> contenidos en 10 g de una muestra que contiene partes iguales en masa de sus cloruros.

DATOS: Masas atómicas: Sn = 118,7; Fe = 55,8; Cl = 35,5

Par redox	E° (V)
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> /Mn <sup>2+</sup>	1,56
Fe <sup>3+</sup> /Fe <sup>2+</sup>	0,77
Sn <sup>4+</sup> /Sn <sup>2+</sup>	0,13

(Junio 1997)

7. Una corriente de 4 amperios circula durante una hora y 10 minutos a través de dos células electrolíticas que contienen respectivamente, sulfato de cobre (II) y cloruro de aluminio.

(a) Escribir las reacciones que se producen en el cátodo de ambas células electrolíticas.

(b) Calcular los gramos de cobre y de aluminio metálicos que se habrán depositado.

DATOS: Masas atómicas: Cu = 63,5; Al = 27

(Junio 1998)

8. (a) Igualar la siguiente reacción, escribiendo las semirreacciones de oxidación-reducción que se producen:  $\text{HClO} + \text{NaCl} \rightarrow \text{NaClO} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 (b) Calcular el volumen de disolución de ácido hipocloroso 0,1 M que sería necesario utilizar para obtener 10 g de cloro.  
 DATOS: Masas atómicas: Cl = 35,5; Na = 23; O = 16; H = 1 (Sept. 1998)
9. Cuando se hace reaccionar permanganato de potasio con ácido clorhídrico se obtienen, entre otros productos, cloruro de manganeso (II) y cloro molecular. (a) Igualar y completar la reacción. (b) Calcular el volumen de cloro, medido en condiciones normales, que se obtendrá al hacer reaccionar 100 g de permanganato de potasio con exceso de ácido clorhídrico.  
 DATOS: Masas atómicas: Mn = 54,9; K = 39,1; Cl = 35,5; O = 16,0; H = 1,0 (Junio 1999)
10. Considerar la reacción:  $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$   
 (a) Igualar la reacción por el método ión-electrón.  
 (b) ¿Qué volumen de NO, que es un gas, medido a 1 atmósfera de presión y 273 K se desprenderá si se oxidan 2,50 g de cobre metálico?  
 DATOS: Masas atómicas: Cu = 63,5; O = 16,0; N = 14,0; H = 1,0 (Junio 1999)
11. Una muestra de 20 g de latón (aleación de cinc y cobre) se trata con ácido clorhídrico, desprendiéndose 2,8 litros de hidrógeno gas medidos a 1 atm y 25°C. (a) Formular e igualar la reacción o reacciones que tienen lugar. (b) Calcular la composición de la aleación, expresándola como tanto por ciento en masa.  
 DATOS: Masas atómicas: Cu = 63,5; Zn = 65,3; H = 1,0 (Sept. 1999)

Par redox	E° (V)
Zn <sup>2+</sup> /Zn	-0,76
Cu <sup>2+</sup> /Cu	0,34

12. El cinc metálico puede reaccionar con los iones hidrógeno, oxidándose a cinc (II). (a) ¿Qué volumen de hidrógeno medido a 700 mm de Hg y 77°C, se desprenderá si se disuelven completamente 0,5 moles de cinc? (b) Si se realiza la electrolisis de una disolución de cinc (II) aplicando una intensidad de 1,5 amperios durante dos horas y se depositan en el cátodo 3,66 g de metal, calcular la masa atómica del cinc. (Junio 2000)
13. El cloro se obtiene por oxidación del ácido clorhídrico con dióxido de manganeso, pasando el manganeso a estado de oxidación dos. (a) Escribir e igualar la reacción. (b) ¿Cuántos moles de dióxido de manganeso hay que utilizar para obtener dos litros de cloro gas, medidos a 25°C y una atmósfera? (c) ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 2 M se requiere para obtener los dos litros de cloro del apartado (b)? (Junio 2000)
14. Para obtener 3,08 g de un metal M por electrólisis, se pasa una corriente de 1,3 A a través de una disolución de MCl<sub>2</sub> durante 2 horas. Calcular: (a) La masa atómica del metal. (b) Los litros de cloro producidos a 1 atmósfera de presión y 273 K.  
 DATO: Masa atómica del cloro = 35,5 (Sept. 2000)
15. Un método de obtención de cloro gaseoso se basa en la oxidación del ácido clorhídrico con ácido nítrico, produciéndose simultáneamente dióxido de nitrógeno y agua. (a) Escribir la reacción igualada por el método del ion-electrón. (b) Determinar el volumen de cloro obtenido, a 25°C y 1 atm, cuando se hacen reaccionar 500 mL de una disolución 2 M de HCl con ácido nítrico en exceso, si el rendimiento de la reacción es de un 80 %. (Junio 2001)

16. Se tiene una disolución acuosa de sulfato de cobre (II). (a) Calcular la intensidad de corriente que se necesita pasar a través de la disolución para depositar 5 g de cobre en 30 minutos. (b) ¿Cuántos átomos de cobre se habrán depositado?  
DATOS: Masa atómica del cobre = 63,5;  $N_A = 6,023 \times 10^{23}$  (Junio 2001)
17. Se toma una muestra de un cloruro metálico, se disuelve en agua y se realiza la electrólisis de la disolución aplicando una intensidad de corriente de 2 A durante 30 minutos, depositándose entonces en el cátodo 1,26 g del metal. (a) Calcular la carga del catión, sabiendo que la masa atómica del elemento es 101,1. (b) Determinar el volumen de gas cloro a 27°C y 1 atm que se desprenderá en el ánodo durante la electrólisis. (Junio 2002)
18. Se realiza la electrólisis de una disolución acuosa de NaCl con una corriente de 2 A. (a) Indicar las reacciones que se producen en los compartimentos anódico y catódico. (b) Calcular el tiempo transcurrido (en horas y minutos) en la electrólisis si se desprenden 7 L de  $Cl_2$  a 1 atm y 25°C. (Junio 2003)
19. Se realiza la electrólisis de una disolución acuosa que contiene  $Cu^{2+}$ . Calcular: (a) La carga eléctrica necesaria para que se depositen 5 g de Cu en el cátodo. Expresar el resultado en coulombios. (b) ¿Qué volumen de  $H_2$  (g), medido a 30°C y 770 mm Hg, se obtendría si esa carga eléctrica se emplease para reducir  $H^+$  acuoso en un cátodo?  
DATO: Masa atómica del cobre = 63,5 (Junio 2003)
20. El bromuro de potasio reacciona con el ácido sulfúrico concentrado, para dar sulfato de potasio, bromo libre, dióxido de azufre y agua. (a) Formular e igualar las semirreacciones iónicas redox y la reacción neta molecular. (b) ¿Cuántos mL de bromo se producirán al hacer reaccionar 20 g de bromuro de potasio con ácido sulfúrico en exceso?  
DATOS: Masas atómicas: Br = 80; K = 39. Densidad del bromo ( $Br_2$ ) = 2,8 g/mL (Sept. 2003)
21. Dos celdas electrolíticas que contienen nitrato de plata y sulfato de cobre (II) respectivamente, están montadas en serie. Si en la primera se depositan 3 gramos de plata. (a) Calcular los gramos de cobre que se depositarán en la segunda celda. (b) Calcular el tiempo que tardarán en depositarse si la intensidad de la corriente es de 2 amperios. Dar el resultado en minutos y segundos.  
DATOS: Masas atómicas: Ag = 107,9; Cu = 63,5 (Junio 2004)
22. En un vaso que contiene 100 mL de disolución de concentración  $10^{-3}$  M del ión  $Au^{3+}$  se introduce una placa de cobre metálico. (a) Igualar la reacción redox que se podría producir. Calcular su potencial normal e indicar si es espontánea. (b) Suponiendo que se reduce todo el  $Au^{3+}$  presente, determinar la concentración resultante de iones  $Cu^{2+}$ . Calcular los moles de electrones implicados. (Junio 2004)
- | Par redox    | $E^0$ (V) |
|--------------|-----------|
| $Au^{3+}/Au$ | 1,52      |
| $Cu^{2+}/Cu$ | 0,34      |
23. En el cátodo de una pila se reduce el dicromato de potasio en medio ácido a cromo (III). (a) ¿Cuántos moles de electrones deben llegar al cátodo para reducir 1 mol de dicromato de potasio? (b) Calcular la cantidad de corriente que se consume, para reducir todo el dicromato de potasio presente en una disolución, si ha pasado una intensidad de 2,2 A durante 15 min. (c) ¿Cuál será la concentración inicial de dicromato de potasio en la disolución anterior, si el volumen es de 20 mL? (Sept. 2004)

24. En una celda voltaica se produce la reacción:



- (a) Calcular el potencial estándar de la celda. (b) Calcular los gramos de sulfato de plata formados a partir de 2,158 g de plata. (c) Si se dispone de una disolución de ácido sulfúrico de concentración 1,47 g/L, calcular el volumen de la misma que se necesita para oxidar 2,158 g de plata.

Par redox	E° (V)
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$	1,33
$\text{Ag}^+/\text{Ag}$	0,80

DATOS: Masas atómicas: Ag = 107,9; H = 1; O = 16; S = 32

(Junio 2005)

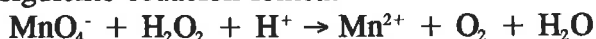
25. Un vaso contiene 100 mL de disolución de cationes  $\text{Au}^+$  0,03 M. Este catión se reduce y oxida simultáneamente a oro metálico (Au) y catión  $\text{Au}^{3+}$  hasta que se agota todo el catión  $\text{Au}^+$ . (a) Igualar la reacción redox que se produce. (b) Calcular el potencial de la reacción. (c) Calcular la concentración resultante de iones  $\text{Au}^{3+}$  en disolución. (d) Calcular la masa de Au que se forma.

Par redox	E° (V)
$\text{Au}^{3+}/\text{Au}^+$	1,25
$\text{Au}^+/\text{Au}$	1,70

DATO: Masa atómica: Au = 197

(Sept. 2005)

26. Dada la siguiente ecuación iónica:



- (a) Igualar dicha ecuación por el método de ion-electrón. (b) Justificar, empleando los potenciales normales de reducción, si es una reacción espontánea en condiciones estándar. (c) Sabiendo que con 0,2 moles del anión permanganato se producen 2 L de  $\text{O}_2$  medido en condiciones normales, calcular cuántos moles del anión permanganato se han añadido en exceso. (d) Determinar los gramos de  $\text{H}_2\text{O}_2$  necesarios para producir los 2 L de  $\text{O}_2$ .

Par redox	E° (V)
$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$	1,51
$\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$	0,68

DATOS: Masas atómicas: O = 16; H = 1

(Junio 2006)

27. Se sabe que el anión permanganato oxida el hierro (II) a hierro (III), en presencia de ácido sulfúrico, reduciéndose él a Mn (II). (a) Escribir e igualar las semirreacciones de oxidación y reducción y la ecuación iónica global. (b) ¿Qué volumen de una disolución de permanganato de potasio 0,02 M se requiere para oxidar 40 mL de disolución 0,1 M de sulfato de hierro (II) en disolución de ácido sulfúrico?

(Sept. 2006)

28. Dos cubas electrolíticas que contienen disoluciones acuosas de  $\text{AgNO}_3$  y  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  respectivamente, están montadas en serie (pasa la misma intensidad por ambas). Si en 1 hora se depositan en la segunda cuba 54,5 g de cobre, calcular: (a) La intensidad de corriente que atraviesa las cubas. (b) Los gramos de plata que se depositarán en la primera cuba tras dos horas de paso de la misma intensidad de corriente.

DATOS: Masas atómicas: Cu = 63,5; Ag = 107,9

(Junio 2007)

29. La electrólisis de una disolución acuosa de sulfato de cobre (II) se efectúa según la reacción iónica siguiente:



- Calcular: (a) La cantidad (en gramos) que se necesita consumir de sulfato de cobre (II) para obtener 4,1 moles de  $\text{O}_2$ . (b) ¿Cuántos litros de  $\text{O}_2$  se han producido en el apartado anterior a 25°C y 1 atm de presión? (c) ¿Cuánto tiempo es necesario (en minutos y segundos) para que se depositen 2,9 g de cobre con una intensidad de corriente de 1,8 A?

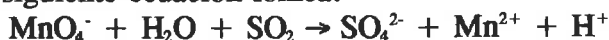
DATOS: Masas atómicas: Cu = 63,5; S = 32; O = 16

(Junio 2007)

30. Se introduce una barra de Mg en una disolución 1 M de  $\text{MgSO}_4$  y otra de Cd en una disolución 1 M de  $\text{CdCl}_2$  y se cierra el circuito conectando las barras mediante un conductor metálico y las disoluciones mediante un puente salino de  $\text{KNO}_3$  a  $25^\circ\text{C}$ . (a) Indicar las reacciones parciales que tienen lugar en cada uno de los electrodos, decir cuál es el cátodo, el ánodo y la reacción global, y calcular el potencial de la pila. (b) Responder a las mismas cuestiones del apartado anterior, si en este caso el electrodo de  $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$  se sustituye por una barra de Ag sumergida en una disolución 1 M de iones  $\text{Ag}^+$ . (Sept. 2007)

Par redox	$E^\circ$ (V)
$\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$	-2,37
$\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$	-0,40
$\text{Ag}^+/\text{Ag}$	+0,80

31. Dada la siguiente ecuación iónica:



- (a) Igualar la reacción iónica por el método del ion-electrón.  
 (b) Calcular el potencial estándar de la pila y justificar si la reacción será o no espontánea en esas condiciones.  
 (c) Calcular el volumen de una disolución de  $\text{MnO}_4^-$  0,015 M necesario para oxidar 0,32 g de  $\text{SO}_2$ .

Par redox	$E^\circ$ (V)
$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$	1,51
$\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2$	0,17

DATOS: Masas atómicas: S = 32; O = 16

(Junio 2008)

32. Dada la siguiente reacción química:



- (a) Nombrar todas las sustancias que intervienen en dicha reacción. (b) Igualar las semi-reacciones iónicas de oxidación y reducción y la reacción molecular. (c) Calcular los gramos de  $\text{O}_2$  que se liberan al añadir un exceso de  $\text{KMnO}_4$  a 200 mL de  $\text{H}_2\text{O}_2$  0,01 M. (d) ¿Qué volumen ocuparía el  $\text{O}_2$  obtenido en el apartado anterior, medido a  $21^\circ\text{C}$  y 720 mm Hg?

DATO: Masa atómica: O = 16

(Junio 2008)

33. Una disolución que contiene un cloruro  $\text{MCl}_x$  de un metal, del que se desconoce su estado de oxidación, se somete a electrólisis durante 69,3 minutos. En este proceso se depositan 1,098 g del metal M sobre el cátodo, y además se desprenden 0,79 L de  $\text{Cl}_2$  gaseoso en el ánodo (medidos a 1 atm y  $25^\circ\text{C}$ ). (a) Indicar las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo. (b) ¿Qué masa molecular tiene la sal  $\text{MCl}_x$  disuelta? (c) Calcular la intensidad de corriente aplicada durante el proceso electrolítico.

DATOS: Masas atómicas: Cl = 35,5; M = 50,94

(Junio 2009)

34. Una pieza metálica de 4,11 g que contiene cobre se introduce en ácido clorhídrico obteniéndose una disolución que contiene  $\text{Cu}^{2+}$  y un residuo sólido insoluble. Sobre la disolución resultante se realiza una electrólisis pasando una corriente de 5 A. Al cabo de 656 s se pesa el cátodo y se observa que se han depositado 1,08 g de cobre. (a) Calcular la masa atómica del cobre. (b) ¿Qué volumen de cloro se desprendió durante el proceso electrolítico en el ánodo (medido a  $20^\circ\text{C}$  y 760 mm de Hg)? (c) ¿Cuál era el contenido real de Cu (en % en masa) en la pieza original, si al cabo de 25 minutos de paso de corriente se observó que el peso del cátodo no variaba? (Junio 2009)



35. Se quiere oxidar el anión bromuro, del bromuro de sodio, a bromo empleando una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno 0,2 M en presencia de ácido sulfúrico. Respecto a dicha reacción: (a) Igualar las semirreacciones iónicas y la reacción molecular global. (b) Calcular el potencial estándar para la reacción global. (c) Calcular la masa de bromuro de sodio que se oxidaría a bromo empleando 60 mL de disolución de peróxido de hidrógeno. (d) Calcular el volumen de bromo gaseoso, medido a 150°C y 790 mm Hg de presión, desprendido en el proceso anterior.  
DATOS: Masas atómicas: Na = 23; Br = 80. (Sept. 2009)

Par redox	E° (V)
Br <sub>2</sub> /Br <sup>-</sup>	1,06
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> /H <sub>2</sub> O	1,77

36. La electrólisis de una disolución acuosa de BiCl<sub>3</sub> en medio neutro origina Bi (s) y Cl<sub>2</sub> (g). (a) Escribir las semiecuaciones iónicas en el cátodo y en el ánodo y la reacción global del proceso, y calcular el potencial estándar correspondiente a la reacción global. (b) Calcular la masa de bismuto metálico y el volumen de cloro gaseoso, medido a 25°C y 1 atm, obtenidos al cabo de dos horas, cuando se aplica una corriente de 1,5 A.  
DATOS: Masas atómicas: Cl = 35,5; Bi = 209,0 (Junio 2010)

Par redox	E° (V)
Bi <sup>3+</sup> /Bi	0,29
Cl <sub>2</sub> /Cl <sup>-</sup>	1,36

37. Se realiza la electrólisis de CaCl<sub>2</sub> fundido. (a) Formular las semirreacciones que se producen en el cátodo y en el ánodo. (b) ¿Cuántos litros de cloro molecular, medidos en condiciones normales, se obtienen haciendo pasar una corriente de 12 A durante 8 horas? (c) ¿Durante cuántas horas debe estar conectada la corriente de 12 A para obtener 20 gramos de calcio?  
DATO: Masa atómica Ca = 40 (Junio 2010)

38. Al mezclar sulfuro de hidrógeno con ácido nítrico se forma azufre, dióxido de nitrógeno y agua. (a) Formular las semirreacciones de oxidación y reducción. (b) Formular la reacción molecular global indicando las especies oxidante y reductora. (c) ¿Cuántos gramos de azufre se obtendrán a partir de 24 mL de ácido nítrico comercial de 65 % en masa y densidad 1,39 g/mL? (d) Calcular el volumen de dióxido de nitrógeno que se obtiene, medido a 700 mm de Hg y 25°C  
DATOS: Masas moleculares: S = 32; O = 16; N = 14; H = 1 (Junio 2010)

39. 58,5 gramos de bismuto metálico reaccionan completamente con una disolución de ácido nítrico 14 M, obteniéndose monóxido de nitrógeno y Bi<sup>3+</sup>. (a) Escribir e igualar las semirreacciones de oxidación y reducción. (b) Escribir la reacción molecular global que tiene lugar. (c) ¿Qué volumen de disolución de ácido nítrico es necesario? (d) ¿Qué volumen de NO, medido a 1 atm y 25°C, se obtiene?  
DATO: Masa atómica Bi = 209 (Junio 2010)

40. En dos recipientes que contienen 100 mL de disolución 1 M de sulfato de zinc y de nitrato de plata, respectivamente, se introducen electrodos de cobre metálico. Sabiendo que solo en uno de ellos se produce reacción: (a) Calcular los potenciales estándar de las dos posibles reacciones y justificar cuál se produce de forma espontánea. Para el proceso espontáneo, indicar la especie que se oxida y la que se reduce. (b) Calcular qué masa de cobre ha reaccionado en el proceso espontáneo cuando se consume totalmente el otro reactivo.  
DATO: Masa atómica Cu = 63,5 (Sept. 2010)

Par redox	E° (V)
Zn <sup>2+</sup> /Zn	-0,76
Cu <sup>2+</sup> /Cu	0,34
Ag <sup>+</sup> /Ag	0,80

41. El cadmio metálico reacciona con ácido nítrico concentrado produciendo monóxido de nitrógeno como uno de los productos de la reacción: (a) Escribir e igualar las semirreacciones de oxidación y reducción, así como la ecuación molecular global. (b) Calcular el potencial de la reacción y justificar si la reacción se produce de manera espontánea. (c) ¿Qué volumen de ácido nítrico 12 M es necesario para consumir completamente 20,2 gramos de cadmio?  
DATOS: Masa atómica de Cd = 112 (Sept. 2010)
- | Par redox                        | E° (V) |
|----------------------------------|--------|
| Cd <sup>2+</sup> /Cd             | -0,40  |
| NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /NO | 0,96   |
42. Dada la siguiente reacción química:  
dicromato de potasio + yoduro de sodio + ácido sulfúrico →  
→ sulfato de sodio + sulfato de potasio + sulfato de cromo (III) + I<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O  
(a) Formular las semirreacciones de oxidación y reducción. (b) Formular la reacción iónica especificando cuáles son las especies oxidante y reductora. (c) Formular la reacción molecular. (d) Si tenemos 120 mL de disolución de yoduro de sodio y se necesitan para su oxidación 100 mL de disolución de dicromato de potasio 0,2 M, ¿cuál es la molaridad de la disolución de yoduro de sodio? (Junio 2011)
43. Se hace reaccionar completamente una muestra de dióxido de manganeso con ácido clorhídrico comercial, de una riqueza en masa del 38 % y de densidad 1,18 kg/L, obteniéndose Cl<sub>2</sub> gaseoso y Mn<sup>2+</sup>. (a) Escribir e igualar las semirreacciones de oxidación y reducción. (b) Escribir la reacción molecular global que tiene lugar. (c) ¿Cuál es la masa de la muestra de dióxido de manganeso si se obtuvieron 7,3 L de gas Cl<sub>2</sub>, medidos a 1 atm y 20°C? (d) ¿Qué volumen de ácido clorhídrico comercial se consume?  
DATOS: Masas atómicas: H = 1; O = 16; Cl = 35,5; Mn = 55 (Junio 2011)
44. A 50 mL de una disolución ácida de MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> 1,2 M se le añaden 14,7 g de Ni (s) obteniéndose Mn<sup>2+</sup> y Ni<sup>2+</sup>. (a) Escribir e igualar las semirreacciones de oxidación y reducción, y la reacción iónica global. (b) Justificar cuantitativamente que el MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> sea el reactivo limitante. (c) Determinar la masa de Ni que queda sin reaccionar. (d) Calcular la concentración final de iones Ni<sup>2+</sup> y Mn<sup>2+</sup> en disolución, suponiendo que el volumen no ha variado.  
DATO; Masa atómica Ni = 58,7 (Sept. 2011)
45. Se requieren 2 g de una disolución acuosa comercial de peróxido de hidrógeno para reaccionar totalmente con 15 mL de una disolución de permanganato de potasio (KMnO<sub>4</sub>) 0,2 M, según la siguiente reacción química:  
$$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
  
(a) Escribir las semireacciones de oxidación y reducción y la reacción molecular global del proceso. (b) Calcular la riqueza en masa de la disolución comercial de peróxido de hidrógeno, y el volumen de oxígeno desprendido, medido a 27°C y una presión de 700 mm Hg.  
DATOS: Masas atómicas: H = 1; O = 16. (Junio 2012)
46. Se quiere recubrir la superficie superior de una pieza metálica rectangular de 3 cm × 4 cm con una capa de níquel de 0,2 mm de espesor realizando la electrólisis de una sal de Ni<sup>2+</sup>. (a) Escribir la semirreacción que se produce en el cátodo. (b) Calcular la cantidad de níquel que debe depositarse. (c) Calcular el tiempo (medido en minutos y segundos) que debe transcurrir cuando se aplica una corriente de 3 A.  
DATOS: Densidad del níquel = 8,9 g/mL; Masa atómica Ni = 58,7. (Junio 2012)

47. A 30 mL de una disolución de  $\text{CuSO}_4$  0,1 M se le añade polvo de hierro en exceso. (a) Escribir e igualar las semirreacciones de oxidación y reducción e indicar el comportamiento oxidante o reductor de las especies que intervienen. (b) Calcular  $E^\circ$  y justificar si la reacción es o no espontánea. (c) Determinar la masa de hierro necesaria para llevar a cabo esta reacción.  
DATO: Masa atómica Fe = 56.

Par redox	$E^\circ$ (V)
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	0,34
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}$	-0,04

(Junio 2013)

48. El sulfuro de cobre (II) reacciona con ácido nítrico, en un proceso en el que se obtiene azufre sólido, monóxido de nitrógeno, nitrato de cobre (II) y agua. (a) Formular e igualar las semirreacciones de oxidación y reducción, indicando cuáles son los reactivos oxidante y reductor. (b) Formular e igualar la reacción molecular global. (c) Calcular la molaridad de una disolución de ácido nítrico del 65 % de riqueza en masa y densidad 1,4 g/mL. (d) Calcular qué masa de sulfuro de cobre (II) se necesitará para que reaccione completamente con 90 mL de la disolución de ácido nítrico del apartado anterior.  
DATOS: Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16; S = 32; Cu = 63,5.

(Junio 2013)

49. En un proceso de electrolisis de salmuera (disolución acuosa concentrada de cloruro de sodio) se quieren obtener 500 g de cloro, además de las cantidades correspondientes de hidrógeno e hidróxido de sodio. (a) Escribir e igualar las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo y la reacción global molecular. (b) Calcular la carga eléctrica necesaria para conseguirlo. (c) Calcular la masa de hidróxido de sodio que se formará. (d) Calcular el volumen de hidrógeno gaseoso que se formará medido a 25°C y 780 mm de presión de mercurio.  
DATOS: Masas atómicas: Cl = 35,5; Na = 23,0; O = 16,0; H = 1,0

(Junio 2013)

50. El ácido clorhídrico concentrado reacciona con el dióxido de manganeso produciendo cloro molecular, dicloruro de manganeso y agua. (a) Igualar las semirreacciones iónicas y la reacción molecular global que tienen lugar. (b) Calcular el volumen de ácido clorhídrico, del 35 % en masa y densidad 1,17 g/mL necesario para hacer reaccionar completamente 0,5 g de dióxido de manganeso.  
DATOS: Masas atómicas: H = 1; O = 16,0; Cl = 35,5; Mn = 55,0

(Sept. 2013)

51. A 30 mL de una disolución de  $\text{CuSO}_4$  0,1 M se le añade aluminio metálico en exceso. (a) Escribir e igualar las semirreacciones de reducción y oxidación e indicar el comportamiento oxidante o reductor de las especies que intervienen. (b) Calcular  $E^\circ$  y justificar si la reacción es o no espontánea. (c) Determinar la masa de aluminio necesaria para que se consuma todo el sulfato de cobre.  
DATO: Masa atómica del aluminio = 27,0

Par redox	$E^\circ$ (V)
$\text{Al}^{3+}/\text{Al}$	-1,69
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	0,34

(Junio 2014)

52. Se dispone de dos barras metálicas grandes, una de plata y otra de cadmio, y de 100 mL de sendas disoluciones de sus correspondientes nitratos, con concentración 0,1 M para cada una de ellas. (a) Justificar qué barra metálica habría que introducir en qué disolución para que se produzca una reacción espontánea. (b) Igualar la reacción molecular global que tiene lugar de forma espontánea, y calcular su potencial electroquímico. (c) Si esta reacción está totalmente desplazada hacia los productos, calcular la masa del metal depositado al terminar la reacción.  
DATOS: Masas atómicas: Ag = 108; Cd = 112.

Par redox	$E^\circ$ (V)
$\text{Ag}^+/\text{Ag}$	0,80
$\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$	-0,40

(Junio 2014)

53. Se lleva a cabo la valoración de 100 mL de una disolución de peróxido de hidrógeno con una disolución de permanganato de potasio de concentración 0,1 M, obteniéndose  $\text{MnCl}_2$ ,  $\text{O}_2$  y  $\text{KCl}$ . La reacción se lleva a cabo en medio ácido clorhídrico y se consumen 23 mL de la disolución de permanganato de potasio. **(a)** Indicar el estado de oxidación del manganeso en el anión permanganato y en el dicloruro de manganeso, y del oxígeno en el peróxido de hidrógeno y en el oxígeno molecular. Indicar la especie que se oxida y la que se reduce. Indicar la especie reductora y la especie oxidante. **(b)** Formular e igualar las semirreacciones de oxidación y reducción, y la reacción molecular global. **(c)** Calcular la concentración molar del peróxido de hidrógeno empleado. **(d)** Calcular el volumen de oxígeno molecular desprendido, medido a 700 mm Hg y 30°C. *(Junio 2014)*
54. En una cubeta de electrolisis se introducen 50 g de dicloruro de cobalto fundido. A continuación se hace pasar una corriente de 5 A durante 60 minutos. **(a)** Escribir las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo. **(b)** Calcular el volumen de cloro molecular desprendido en la electrolisis, medido a 30°C y 1,5 atm. **(c)** Calcular la masa de dicloruro de cobalto que queda sin reaccionar al final del proceso.  
DATOS: Masas atómicas: Cl = 35,5; Co = 58,9. *(Junio 2014)*
55. Se lleva a cabo la electrolisis de  $\text{ZnBr}_2$  fundido. **(a)** Escribir e igualar las semirreacciones que tienen lugar en el cátodo y en el ánodo. **(b)** Calcular cuánto tiempo (medido en minutos y segundos) tardará en depositarse 1 g de Zn si la intensidad de corriente es de 10 A. **(c)** Si se utiliza la misma intensidad de corriente en la electrolisis de una sal fundida de vanadio y se depositan 3,8 g de este metal en 1 hora, ¿cuál será la carga del ion vanadio en esta sal?  
DATOS: Masas atómicas: V = 50,9; Zn = 65,4 *(Sept. 2014)*
56. Se preparan dos cubetas electrolíticas conectadas en serie que contienen disoluciones acuosas, la primera con 1 L de nitrato de zinc 0,50 M y la segunda con 2 L de sulfato de aluminio 0,20 M. **(a)** Formular las sales y escribir las reacciones que se producen en el cátodo de ambas cubetas electrolíticas con el paso de la corriente eléctrica. **(b)** Sabiendo que en el cátodo de la segunda se han depositado 5,0 g del metal correspondiente tras 1 h, calcular la intensidad de corriente que atraviesa las dos cubetas. **(c)** Calcular los gramos de metal depositados en el cátodo de la primera cubeta en el mismo periodo de tiempo. **(d)** Transcurrido dicho tiempo, ¿cuántos moles de cada catión permanecen en disolución?  
DATOS: Masas atómicas: Al = 27,0; Zn = 65,4. *(Junio 2015)*
57. Se introduce una disolución acuosa de sulfato de cobre (II) en una cuba electrolítica que se mantiene a pH básico, observándose el desprendimiento de burbujas de oxígeno molecular y el depósito de cobre metálico. La intensidad de la corriente utilizada es 1,5 A. **(a)** Formular las semirreacciones en medio básico que han tenido lugar, indicando en qué electrodo se produce cada una. **(b)** Calcular la masa de cobre depositada en 30 minutos de paso de corriente. **(c)** Calcular el volumen de oxígeno molecular desprendido en el mismo tiempo, medido a 2 atm y 27°C.  
DATO: Masa atómica Cu = 63,5 *(Junio 2015)*
58. El  $\text{Sb}_2\text{O}_5$  se obtiene en la reacción  $\text{Sb}_2\text{S}_3 + 10 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 + 3 \text{S} + 10 \text{NO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$ . Si reaccionan 5,0 g de  $\text{Sb}_2\text{S}_3$  con 0,75 mL de ácido nítrico (67 % de riqueza en masa y densidad 1,41 g/mL): **(a)** Justificar, utilizando los números (o estados) de oxidación, qué especies se oxidan y qué especies se reducen en esta reacción. **(b)** Razonar cuál es el reactivo limitante de esta reacción. **(c)** Calcular la masa de azufre obtenida. **(d)** Calcular el volumen de dióxido de nitrógeno que se obtendrá, medido a 298 K y 0,8 atm.  
DATOS: Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16; S = 32; Sb = 121,8. *(Junio 2015)*

59. Una corriente de 6,5 A circula durante 3 horas a través de dos celdas electrolíticas que contienen sulfato de cobre (II) y tricloruro de aluminio fundidos, respectivamente. (a) Escribir e igualar las semirreacciones que tienen lugar en el cátodo de cada celda. Indicar si se trata de una reacción de oxidación o de reducción. (b) Calcular la masa de metal depositado en cada una de ellas.

DATOS: Masas atómicas: Al = 27,0; Cu = 63,5.

(Junio 2015)

60. Una disolución de ácido nítrico concentrado oxida al zinc metálico, obteniéndose nitrato de amonio y nitrato de cinc. (a) Igualar las semirreacciones de oxidación y reducción de este proceso, y la reacción molecular global. (b) Calcular la masa de nitrato de amonio producida si se parte de 13,08 g de Zn y 100 mL de ácido nítrico comercial, que posee un 68% en masa de ácido nítrico y una densidad de 1,12 g/mL.

DATOS: Masas atómicas: H = 1,0; N = 14,0; O = 16,0; Zn = 65,4.

(Sept. 2015)

61. El permanganato de potasio actúa como oxidante en medio ácido, dando como producto  $Mn^{2+}$ . Por el contrario, como oxidante en medio básico el permanganato de potasio da como producto  $MnO_2$ . (a) Igualar las semirreacciones del anión permanganato como oxidante en medio ácido y en medio básico. (b) Razonar qué medio es necesario (ácido o básico) si se quiere usar permanganato de potasio para oxidar una barra de plata. (c) De acuerdo con los resultados del apartado anterior, calcular qué volumen de una disolución de permanganato de potasio 0,2 M es necesario para oxidar 10,8 g de plata metálica.

Par redox	$E^{\circ}$ (V)
$Ag^+/Ag$	0,80
$MnO_4^-/Mn^{2+}$	1,51
$MnO_4^-/MnO_2$	0,59

DATO: Masa atómica Ag = 108.

(Sept. 2015)

62. En medio ácido clorhídrico, el clorato de potasio reacciona con cloruro de hierro (II) para dar cloruro de hierro (III) y cloruro de potasio, entre otros. (a) Escribir e igualar la reacción molecular global. (b) Calcular la masa de la sustancia oxidante sabiendo que para su reducción completa se emplean 40 mL de una disolución de cloruro de hierro (II) 2,5 M.

DATOS: Masas atómicas: O = 16,0; K = 39,0; Cl = 35,5

(Junio 2016)

63. Si reacciona NaBr con  $Na_2Cr_2O_7$  en medio ácido sulfúrico se obtiene  $Br_2$  y  $Cr_2(SO_4)_3$  entre otros productos. (a) Escribir e igualar las semirreacciones de oxidación y reducción, indicando la especie que actúa como oxidante y la que actúa como reductor. (b) Escribir la ecuación iónica igualada. (c) Escribir la ecuación molecular igualada. (d) Si se parte de 10 g de NaBr, calcular los gramos de  $Br_2$  que se podrán obtener.

DATOS: Masas atómicas: Na = 23; Br = 80

(Junio 2016)

64. Se hacen reaccionar  $KClO_3$ ,  $CrCl_3$  y KOH, produciéndose  $K_2CrO_4$ , KCl y  $H_2O$ . (a) Formular las semirreacciones que tienen lugar, especificando cuál es el agente oxidante y cuál el reductor e igualar la reacción iónica. (b) Igualar la reacción molecular. (c) Igualar la semirreacción  $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$  en medio ácido y justificar si una disolución de  $K_2Cr_2O_7$  en medio ácido es capaz de oxidar un anillo de oro.

Par redox	$E^{\circ}$ (V)
$Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$	1,33
$Au^{3+}/Au$	1,50

(Junio 2016)

65. Se preparan dos cubetas electrolíticas conectadas en serie. La primera contiene 1 L de una disolución de nitrato de plata 0,5 M y la segunda 2 L de una disolución de sulfato de cobre (II) 0,2 M. (a) Formular ambas sales y escribir las reacciones que se producen en el cátodo de ambas cubetas electrolíticas cuando se hace pasar una corriente eléctrica. (b) Sabiendo que en el cátodo de la primera se han depositado 3,0 g de plata, calcular los gramos de cobre que se depositarán en el cátodo de la segunda cubeta. (c) Calcular el tiempo que tardarán en depositarse dichas cantidades si la intensidad de corriente es de 2 A. (d) Transcurrido dicho tiempo, ¿cuántos moles de cada catión permanecen en disolución?
- DATOS: Masas atómicas: Cu = 63,5; Ag = 107,9. (Sept. 2016)

## Tema 9A. Elementos representativos

### CUESTIONES

1. Escribir las configuraciones electrónicas de valencia de los elementos: C ( $Z = 6$ ), F ( $Z = 9$ ), Al ( $Z = 13$ ) y K ( $Z = 19$ ). Indicar sus características de metales o no metales y los iones más estables que podrían originar. *(Junio 1993)*
2. Concepto de orden de enlace. Aplicarlo a las moléculas de nitrógeno, oxígeno y flúor, y comentar su relación con las energías de enlace respectivas. *(Junio 1993)*
3. Justificar qué elementos de los grupos principales pueden presentar en sus combinaciones químicas el estado de oxidación (V) e indicar en ellos su carácter ácido o básico según la teoría de Lewis. *(Junio 1993)*
4. La variación de las energías de enlace para cloro, bromo y yodo siguen el orden  $\text{Cl}_2 > \text{Br}_2 > \text{I}_2$ , mientras que para los puntos de fusión es  $\text{I}_2 > \text{Br}_2 > \text{Cl}_2$ . Razonar este comportamiento. *(Junio 1994)*
5. Dadas las siguientes especies: litio, estaño (II), fósforo (III), cloro atómico y bismuto (V), discutir y razonar el carácter oxidante-reductor de cada una de ellas. *(Junio 1995)*
6. Indicar el estado de oxidación del azufre en las siguientes combinaciones químicas: sulfuro de hidrógeno, dióxido de azufre y ácido sulfúrico. Estudiar asimismo, su comportamiento oxidante-reductor, en cada caso. *(Junio 1995)*
7. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas más externas:  
(a)  $ns^1$                       (b)  $ns^2 np^1$                       (c)  $ns^2 np^3$                       (d)  $ns^2 np^6$   
identificar dos elementos de cada uno de los grupos anteriores y razonar cuáles serán los estados de oxidación más estables de esos elementos. *(Junio 1996)*
8. Explicar el aumento de los puntos de fusión del cloro, bromo y yodo moleculares (desde  $-101^\circ\text{C}$  del cloro hasta  $113^\circ\text{C}$  del yodo). Justificar el hecho de que el fluoruro de hidrógeno tenga un punto de fusión mayor que el flúor molecular. *(Junio 1996)*
9. A partir de las configuraciones electrónicas de los elementos nitrógeno, oxígeno y flúor, razonar las estructuras moleculares de dichos elementos y las estequiometrías de sus compuestos hidrogenados. *(Junio 1996)*
10. Comentar qué elementos de los grupos 13 al 18 presentan el estado de oxidación +III como más estable y explicar su carácter ácido-base de Lewis y óxido-reductor, tomando como referencia sus correspondientes configuraciones electrónicas. *(Sept. 1996)*
11. Enumerar cuatro elementos de los grupos principales cuya molécula más estable a temperatura ambiente sea diatómica. Explicar el enlace en dichas moléculas y comentar la variación de sus energías de enlace. *(Sept. 1997)*
12. Para los siguientes elementos químicos: sodio, flúor, yodo y cesio, razonar cuál de ellos presenta la siguiente propiedad: (a) mayor poder oxidante; (b) menor electronegatividad; (c) mayor poder reductor; (d) menor energía de ionización. *(Sept. 1997)*

13. En la siguiente tabla se indica el número de partículas subatómicas de diferentes elementos. Explicar, a partir de ella: (a) Cuáles de esas especies son átomos neutros. (b) Cuáles son iones, su carga y si ésta es la más habitual de tales elementos. (c) Cuáles son isótopos y en qué se diferencian. (d) Cuáles son metales y cuáles no metales.

Elementos	I	II	III	IV	V
Número de electrones	5	5	10	10	13
Número de protones	5	5	7	12	13
Número de neutrones	5	6	7	13	14

(Junio 1998)

14. Escribir el nombre, el símbolo y el grupo al que pertenece el elemento de menor número atómico que tenga en su estado fundamental: (a) un electrón  $p$ ; (b) los orbitales  $p$  completos; (c) un electrón  $s$ ; (d) cuatro electrones  $p$ . Justificar razonadamente cuál de dichos elementos posee mayor potencial de ionización, cuál mayor tamaño atómico y cuál mayor afinidad electrónica.

(Sept. 1998)

15. (a) Indicar el estado de oxidación del arsénico en las siguientes especies:  $\text{AsH}_3$ ,  $\text{As}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ . (b) Escribir e igualar la reacción de reducción de  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  a  $\text{AsH}_3$  por cinc metálico, oxidándose éste a  $\text{Zn}$  (II).

(Sept. 1998)

16. Se tiene un elemento de  $Z = 20$ . Explicar de manera razonada:

- (a) Su configuración electrónica, su nombre y el tipo de elemento que es.  
 (b) Su situación en el sistema periódico y citar otro elemento de su mismo grupo.  
 (c) Valencias más probables que puede presentar.  
 (d) Números cuánticos de su electrón diferenciador.

(Junio 1999)

17. El compuesto  $\text{AX}_3$  no tiene momento dipolar, mientras que el  $\text{EX}_3$  sí lo tiene, siendo en ambos casos X un halógeno. A partir de estos datos, razonar si son correctas las siguientes proposiciones:

- (a) El compuesto  $\text{AX}_3$  debe tener un doble enlace.  
 (b) La molécula  $\text{AX}_3$  debe tener forma plana con ángulos interatómicos de  $120^\circ$ .  
 (c) El átomo central del compuesto  $\text{EX}_3$  tiene electrones de valencia sin compartir.  
 (d) El átomo E es más electronegativo que el átomo A.

(Junio 1999)

18. Los números atómicos de los elementos A y B son 20 y 35, respectivamente. (a) Escribir su configuración electrónica. (b) Identificar ambos elementos. (c) Razonar cuál será más electro-negativo. (d) Justificar cuál será el ion más estable que forma cada uno.

(Sept. 1999)

19. (a) Clasificar según el tipo de enlace las sustancias: fluoruro de sodio, flúor y fluoruro de hidrógeno. (b) Explicar la variación de puntos de fusión que es de prever en ellas y el estado de oxidación del flúor en cada una.

(Sept. 1999)

20. Comentar la variación del carácter metálico en los elementos del 2º periodo y del poder oxidante en los elementos del grupo 17 de la Tabla Periódica.

(Sept. 1999)



21. Un átomo de un elemento A tiene 11 electrones, 11 protones y 12 neutrones, mientras que otro átomo de un elemento A' tiene 17 electrones, 17 protones y 18 neutrones. Identificar a ambos elementos y: **(a)** Escribir la estructura electrónica y la notación de Lewis de sus iones más estables. **(b)** Proponer una configuración para un estado excitado de dichos elementos. **(c)** Indicar cuál de los dos elementos es más electronegativo y cuál tiene mayor radio atómico. **(d)** ¿Pueden formar enlace entre ellos?. En caso afirmativo, indicar de qué tipo y escribir la notación de Lewis de la especie química formada. *(Junio 2000)*
22. Se sabe que los puntos de ebullición normales del HF y HBr son respectivamente 19,5 y - 67°C. Explicar por qué siendo la masa molecular de HBr mayor que la del HF, su temperatura de ebullición normal es menor. *(Junio 2000)*
23. Nitrógeno y boro forman cloruros de la misma estequiometría, que al mismo tiempo exhiben una geometría y un comportamiento ácido-base de Lewis diferente. Razonar dichas diferencias teniendo en cuenta su posición en la Tabla Periódica. *(Junio 2001)*
24. Explicar por qué el valor de la primera energía de ionización del elemento  $Z = 12$  es mayor que para el  $Z = 11$ , mientras que con el valor de la segunda energía de ionización sucede lo contrario. *(Junio 2001)*
25. Contestar breve y razonadamente a las siguientes cuestiones: **(a)** En base a la configuración electrónica, ¿en qué se diferencian un elemento de un grupo principal de un elemento de transición?. Poner un ejemplo. **(b)** ¿Cuántos electrones de valencia tiene el estaño?. ¿Qué otros elementos le acompañan en el grupo?. **(c)** Dado el elemento  $Z = 30$ , indicar cuáles de los siguientes elementos se encuentran en el mismo periodo y cuáles en el mismo grupo:  $Z = 20, 34, 23$  y  $48$ . Escribir el nombre y el símbolo de cada uno de ellos. **(d)** Ordenar la siguiente serie de elementos por valores crecientes de su afinidad electrónica y de su potencial de ionización: sodio, aluminio, azufre y cloro. *(Junio 2002)*
26. **(a)** Justificar el bajo punto de fusión que tiene el oxígeno y la necesidad de operar en presencia de un catalizador para llevar a cabo la mayor parte de sus reacciones. **(b)** Indicar las reacciones que permiten la obtención de un elemento metálico a partir de su sulfuro. *(Junio 2002)*
27. Nombrar el elemento cuyo:  
**(a)** Anión monovalente es isoelectrónico con el kriptón.  
**(b)** Anión divalente es isoelectrónico con el argón.  
**(c)** Cation trivalente posee el mismo número de electrones  $d$  que el cation  $Ti^{2+}$ .  
**(d)** Anión divalente tiene el mismo número de electrones  $2p$  que el cation  $Na^+$ .  
Escribir la configuración electrónica fundamental de todos los iones considerados y situar a los elementos de los que proceden en su grupo y periodo correspondientes. *(Sept. 2002)*
28. **(a)** Justificar por qué el primer elemento del grupo 16 forma moléculas diatómicas y el segundo forma moléculas poliatómicas. **(b)** Establecer las diferencias estructurales entre el C (diamante) y el C (grafito). Señalar algunas propiedades que presentan dichas variedades alotrópicas del carbono. *(Sept. 2002)*
29. Dados los elementos de número atómico 25, 36, 12 y 18, indicar: **(a)** El nombre, el símbolo y el grupo al que pertenecen. **(b)** La configuración electrónica y el número de electrones desapareados que presentan. **(c)** Los números cuánticos de su último electrón. **(d)** La secuencia creciente de su tamaño. *(Junio 2003)*

30. Los números atómicos de los elementos A y A' son 11 y 53, respectivamente. Determinar razonadamente: **(a)** Su configuración electrónica fundamental. **(b)** ¿Cuáles son dichos elementos?. **(c)** ¿Cuál será el elemento más electropositivo?. **(d)** ¿Cuál sería el estado de oxidación más estable de cada uno de ellos?. *(Sept. 2003)*
31. Contestar a las siguientes preguntas referidas a las características de las sustancias covalentes: **(a)** Qué elementos son los que forman predominantemente moléculas en estado elemental, citando ejemplos con enlaces sencillos, dobles y triples. **(b)** Qué se entiende por covalencia de un elemento, citando ejemplos de elementos cuya covalencia sea 2, 3 ó 4. **(c)** Qué relación hay entre el orden de enlace y la energía del enlace covalente. **(d)** Qué se entiende por polaridad del enlace covalente. *(Sept. 2003)*
32. Considerar los elementos con números atómicos 4, 11, 17 y 33:  
**(a)** Escribir la configuración electrónica señalando los electrones de la capa de valencia.  
**(b)** Indicar a qué grupo del sistema periódico pertenece cada elemento y si son metales o no metales.  
**(c)** ¿Cuál es el elemento más electronegativo y cuál el menos electronegativo?  
**(d)** ¿Qué estados de oxidación serán los más frecuentes para cada elemento? *(Junio 2004)*
33. La configuración electrónica del último nivel energético de un elemento neutro es  $4s^2 4p^3$ . De acuerdo con este dato: **(a)** Deducir la situación de dicho elemento en la tabla periódica. **(b)** Escribir los valores posibles de los números cuánticos para su último electrón. **(c)** Deducir cuántos protones tiene un átomo de dicho elemento. **(d)** Deducir los estados de oxidación más probables de este elemento. *(Sept. 2006)*

## Tema 9.B. Hidruros, óxidos y oxoácidos

### CUESTIONES

1. Indicar, razonadamente, el pH (ácido o básico) que resulta al disolver en agua cada una de las siguientes especies: **(a)** óxido de magnesio; **(b)** trióxido de azufre; **(c)** hidróxido de litio; **(d)** ácido perclórico; **(e)** hidruro de sodio. *(Junio 1993)*
2. Para el amoníaco, justificar: **(a)** Hibridación del átomo central. **(b)** Comportamiento ácido base en disolución acuosa. **(c)** Comportamiento ácido-base de Lewis. *(Sept. 1993)*
3. Dadas las siguientes combinaciones de hidrógeno: hidruro de sodio, amoníaco y cloruro de hidrógeno, razonar las siguientes reacciones: **(a)** hidruro de sodio + cloruro de hidrógeno; **(b)** amoníaco + cloruro de hidrógeno. *(Junio 1994)*
4. **(a)** Describir las características del enlace en las moléculas de cloruro de hidrógeno y yoduro de hidrógeno. **(b)** Comparar la polaridad de ambas y predecir, razonadamente, cuál de ellas tendrá carácter ácido más acusado. *(Junio 1994)*
5. Indicar el carácter ácido, básico o neutro de las disoluciones acuosas obtenidas al añadir cada una de las siguientes sustancias: **(a)** hidruro de litio; **(b)** óxido de sodio; **(c)** trióxido de azufre; **(d)** cloruro de sodio. *(Sept. 1994)*
6. Definir el concepto de fuerzas intermoleculares. Tomando como referencia los hidruros de los elementos halógenos (Grupo 17 del Sistema Periódico), diferenciar entre las interacciones predominantes en el compuesto del elemento cabeza del grupo y en los restantes, indicando la variación de alguna propiedad física dependiente de las fuerzas intermoleculares. *(Sept. 1994)*
7. Explicar el carácter ácido-base que presentarán en medio acuoso los siguientes óxidos: óxido de sodio, óxido de calcio, pentóxido de difósforo y monóxido de dicloro. *(Junio 1995)*
8. Establecer la geometría molecular de amoníaco y agua, indicando la hibridación del átomo central, posible existencia de interacciones por enlace de hidrógeno y su comportamiento ácido-base de Lewis. *(Sept. 1995)*
9. Explicar la síntesis del ácido sulfúrico y las condiciones (presión, temperatura) que la favorecen. Razonar la influencia de un catalizador en alguna de las etapas de esta síntesis. *(Junio 1996)*
10. Clasificar los siguientes óxidos como covalentes o iónicos y escribir una reacción que justifique su carácter ácido o básico: óxido de sodio, óxido de azufre (VI), dióxido de carbono, óxido de magnesio, óxido de fósforo (V). *(Junio 1997)*
11. Indicar las razones que justifican la estabilidad del enlace covalente A - H (A = elemento de un grupo principal) en una molécula  $AH_n$  y la formación de enlaces múltiples en moléculas  $A_2$ . *(Junio 1997)*
12. Justificar: **(a)** Las diferencias de comportamiento ácido-base que existen entre los hidruros alcalinos y los hidruros de los halógenos. **(b)** Cómo varía el punto de ebullición de los hidruros de los elementos del grupo 16. *(Sept. 1997)*

13. Explicar la geometría molecular de los óxidos de azufre, basándose en la hibridación de orbitales, e interpretar las propiedades ácido-base de estos compuestos. *(Sept. 1997)*
14. Explicar las siguientes características y propiedades del amoníaco: **(a)** Geometría de la molécula, a partir de la hibridación apropiada. **(b)** Carácter ácido-base de Lewis de la molécula. **(c)** Polaridad de la molécula. **(d)** Influencia de la presión en la síntesis del amoníaco, a partir de los elementos. *(Junio 1998)*
15. **(a)** ¿Cómo varía la participación de enlace iónico en las siguientes especies hidrogenadas: NaH, SiH<sub>4</sub>, PH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S y HCl?. **(b)** Ordenar los siguientes compuestos por su punto de fusión creciente: fluoruro, yoduro, bromuro y cloruro de litio. Justificar las respuestas, discutiendo brevemente los conceptos aplicados. *(Sept. 1998)*
16. Razonar el comportamiento ácido-base en medio acuoso de las siguientes combinaciones del hidrógeno: hidruro de sodio, amoníaco y cloruro de hidrógeno. *(Junio 1999)*
17. Determinar para los aniones nitrito y nitrato: **(a)** Las posibles estructuras de Lewis. **(b)** El tipo de hibridación que presenta el átomo central, y la geometría de la molécula-ion. **(c)** El estado de oxidación del átomo central. **(d)** La fórmula y el nombre de los ácidos de procedencia. Justificar cualitativamente la fuerza ácida de la disolución acuosa de cada una de estas sustancias. *(Junio 1999)*
18. Explicar: **(a)** Tipo de enlace en los óxidos de los no metales. **(b)** Tipo de enlace en los óxidos de los metales. **(c)** Reacciones con el agua de los óxidos alcalinos. **(d)** Carácter de electrolito, o no, de dichas disoluciones. *(Junio 1999)*
19. **(a)** Explicar la obtención de amoníaco a partir de sus elementos y las condiciones de presión y temperatura que la favorecen, sabiendo que es un proceso exotérmico. **(b)** ¿Cuál sería la influencia de un catalizador en ese proceso?. *(Junio 1999)*
20. Explicar: **(a)** Hidruros iónicos: Elementos que los forman, estado de oxidación del hidrógeno, reacciones con el agua y carácter redox. **(b)** Hidruros covalentes: Elementos que los forman, estado de oxidación del hidrógeno, estabilidad y estado físico en el que se presentan. *(Junio 2000)*
21. Completar las siguientes reacciones y justificar la formación de los productos de las mismas en función de la naturaleza de los reactivos:
- |  |   |
|--|---|
| <b>(a)</b> $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow$ | <b>(c)</b> $\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  |
| <b>(b)</b> $\text{NH}_3 + \text{HF} \rightarrow$           | <b>(d)</b> $\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \rightarrow$ |
- Si los productos obtenidos en cada caso se vierten sobre agua, ¿qué pH tendría la disolución resultante?  
 DATOS:  $K(\text{HF}) = 6,31 \times 10^{-4}$ ;  $K(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \times 10^{-5}$  *(Junio 2000)*
22. Dadas las configuraciones electrónicas de los elementos carbono, nitrógeno, oxígeno y flúor, determinar: **(a)** El tipo de moléculas que forman en estado elemental y la covalencia que tiene cada una de ellas. **(b)** La estequiometría y la geometría de sus compuestos hidrogenados. **(c)** ¿Cuál de dichas combinaciones es soluble en agua?. En el caso o casos afirmativos, ¿qué pH tendría la disolución resultante?. **(d)** ¿Cuál sería la polaridad de los enlaces E-H, siendo E = C, N, O, F en las citadas combinaciones? *(Sept. 2000)*

23. Los compuestos amoníaco, agua y fluoruro de hidrógeno presentan puntos de ebullición elevados ( $-33,4^{\circ}\text{C}$ ;  $+100^{\circ}\text{C}$ ;  $+19,5^{\circ}\text{C}$  respectivamente) en relación con los correspondientes al resto de los hidruros formados por los elementos de los grupos 15, 16 y 17. (a) Justificar los valores dados para el punto de ebullición, estableciendo la naturaleza de las fuerzas intermoleculares en dichos compuestos. (b) Completar las siguientes reacciones, teniendo en cuenta el carácter ácido-base de dichos hidruros:
- $$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \quad \quad \quad \text{HF} + \text{NH}_3 \rightarrow \quad \quad \quad \text{H}_2\text{O} + \text{HF} \rightarrow \quad (\text{Sept. 2000})$$
24. Proponer y formular dos óxidos, uno debe ser iónico y el otro covalente, y determinar para ambos: (a) Su estado físico en condiciones ordinarias y sus características estructurales. (b) Su naturaleza ácida o básica en función de su reacción con agua. Escribir y completar ambas reacciones. (Junio 2001)
25. Clasificar los siguientes óxidos en ácidos y básicos, justificando la respuesta:  $\text{CaO}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{I}_2\text{O}_7$  y  $\text{K}_2\text{O}$ . (Sept. 2001)
26. Escribir la configuración electrónica del primer elemento alcalino, del séptimo elemento del periodo 4, del tercer elemento del grupo de los halógenos y del segundo elemento del grupo 15, y proponer razonadamente: (a) La secuencia decreciente de su primer potencial de ionización. (b) Los cuatro números cuánticos de su último electrón. (c) Los estados de oxidación que pueden adoptar, señalando el más estable para cada uno de ellos. ¿Algún elemento forma oxiácidos?. En caso afirmativo, formular todos los oxiácidos de uno de dichos elementos. (d) El elemento más oxidante y el más reductor. (Sept. 2002)
27. Escribir la fórmula de las combinaciones del hidrógeno con los elementos del segundo periodo. Discutir razonadamente: (a) La polaridad del enlace y el carácter iónico-covalente de dichas combinaciones. (b) La reacción frente al agua de las combinaciones hidrogenadas de los elementos (del segundo periodo) que pertenecen a los grupos 1, 15 y 17. (Sept. 2002)
28. Cuando el sulfuro de plomo (II) se somete a un proceso de tostación oxidante, se obtiene óxido de plomo (II) y dióxido de azufre. Formular la reacción completa, igualarla, y proponer: (a) Un método para preparar plomo a partir del óxido de plomo (II). (b) Un método para preparar ácido sulfúrico a partir de dióxido de azufre. (Sept. 2003)
29. Escribir las configuraciones electrónicas de los elementos de número atómico  $Z = 5$ , 13, 18, 19 y 31. Identificar dichos elementos y determinar: (a) Qué elementos pertenecen a un mismo grupo o a un mismo periodo. (b) Si alguno de ellos tiene un electrón cuyos números cuánticos son 3, 2, -1 y  $+\frac{1}{2}$ . (c)Cuál es el orden creciente de tamaño de dichos elementos. (d)Cuál de esos elementos es capaz de formar oxiácidos. (Sept. 2003)
30. Considerar las series  $\text{A} = \text{HI}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HF}$  y  $\text{B} = \text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{LiH}$ . (a) Determinar la polaridad del enlace y el orden creciente de la misma en ambas series. Formular y explicar el fundamento de: (b) Una reacción entre una sustancia de la serie  $\text{A}$  y otra de la  $\text{B}$  que origine  $\text{H}_2$ . (c) La reacción entre  $\text{NH}_3$  y  $\text{H}_2\text{O}$ . (Sept. 2003)
31. Considerar las siguientes moléculas:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{CH}_4$  y  $\text{NH}_3$ . Contestar justificadamente a cada una de las siguientes cuestiones: (a) ¿Cuál o cuáles son polares?. (b) ¿Cuál presenta el enlace con mayor contribución iónica?. (c) ¿Cuál presenta el enlace con mayor contribución covalente?. (d) ¿Cuál o cuáles pueden presentar enlace de hidrógeno? (Sept. 2004)

32. Justificar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- (a) Los metales alcalinos no reaccionan con los halógenos.
- (b) Los metales alcalinos reaccionan vigorosamente con el agua.
- (c) Los halógenos reaccionan con la mayoría de los metales, formando sales iónicas.
- (d) La obtención industrial de amoníaco a partir de hidrógeno y nitrógeno moleculares es un proceso rápido a temperatura ambiente, aunque no se utilicen catalizadores.

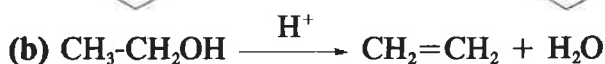
*(Junio 2009)*

## Tema 10. Química del carbono

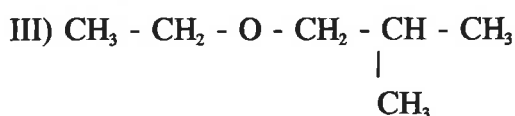
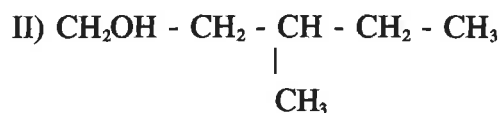
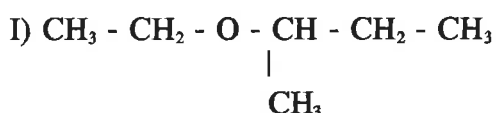
### CUESTIONES

1. ¿Cuál es el fundamento del efecto inductivo de determinadas moléculas orgánicas? ¿en qué consiste? Basándose en él, justificar que el ácido cloroetanoico tiene una constante de disociación mayor que el ácido etanoico. (Junio 1994)

2. Clasificar las siguientes reacciones según el tipo al que pertenecen y justificar la respuesta:



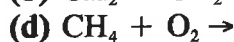
3. Los siguientes compuestos:



(a) ¿son los tres isómeros?; ¿por qué?; (b) ¿qué tipo de isomería existe entre ellos?; (c) nombrar los tres compuestos. (Junio 1995)

4. Razonar: (a) Si los hidrocarburos saturados pueden adicionar átomos de halógeno; (b) si los hidrocarburos etilénicos dan reacciones de adición con los halogenuros de hidrógeno. (c) ¿Cuántas moléculas de bromo podría adicionar un hidrocarburo lineal de fórmula C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>? (d) Formular y nombrar el derivado trihalogenado más probable del benceno. Justificar la respuesta. (Sept. 1996)

5. Completar las siguientes reacciones:



Razonar si las mismas pueden catalogarse como redox y cuál de los reactivos sería el oxidante y cuál es el reductor, indicando los estado de oxidación del carbono en reactivos y productos. (Junio 1997)

6. Escribir las reacciones completas de:

- (a) Deshidratación del etanol.
- (b) Sustitución del OH del etanol por un halógeno.
- (c) Oxidación del etanol.
- (d) Acido etanoico con etanol.

Nombrar todos los compuestos orgánicos.

(Sept. 1997)

7. (a) Escribir las fórmulas semidesarrolladas de los siguientes compuestos:

1-cloro, 3-metilbutano; 3-metil, 1-pentino; 2-metil, 2-propanol; 2, 4-pentanodiona

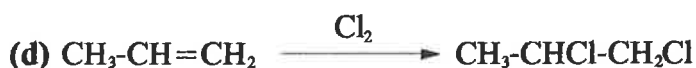
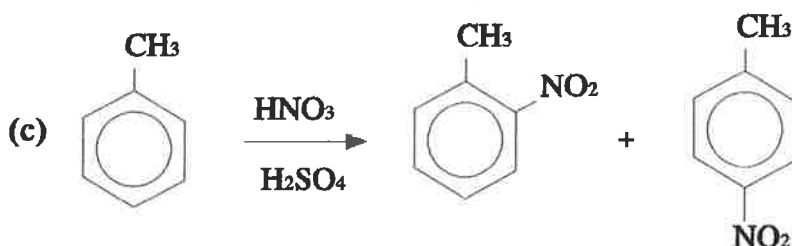
- (b) Utilizando algunos de los compuestos anteriores, escribir un ejemplo de reacción de sustitución, otro de eliminación y otro de adición, nombrando los compuestos orgánicos resultantes.

(Junio 1998)

8. (a) Formular y nombrar todos los posibles hidrocarburos de fórmula  $C_5H_{10}$  que sean isómeros de cadena abierta. (b) Escribir las reacciones que tendrán lugar al añadir HBr a cada uno de los isómeros de cadena lineal (no ramificada), del apartado (a).

(Junio 1999)

9. Indicar de qué tipo son las reacciones siguientes, y nombrar los compuestos orgánicos que intervienen en las mismas:



(Sept. 1999)

10. Completar las siguientes reacciones orgánicas, formulando y nombrando los reactivos y los productos obtenidos en cada caso:

(a) ácido etanoico + 1-propanol (en medio ácido sulfúrico) →

(b) 2-butanol + ácido sulfúrico →

(c) 2-buteno + bromuro de hidrógeno →

(d) 2-clorobutano + hidróxido de potasio (en medio etanólico) →

(Junio 2000)

11. Contestar a cada uno de los siguientes apartados, referidos a compuestos de cadena abierta:

(a) ¿Qué grupos funcionales pueden tener los compuestos de fórmula molecular  $C_nH_{2n+2}O$ ?

(b) ¿Qué compuestos tienen por fórmula molecular  $C_nH_{2n-2}$ ?

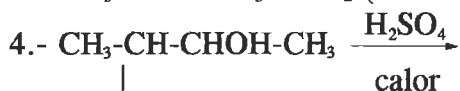
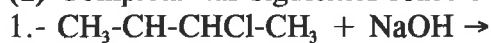
(c) Escribir las fórmulas semidesarrolladas y nombrar todos los compuestos de fórmula molecular  $C_3H_8O$ .

(d) Escribir las fórmulas semidesarrolladas de los compuestos: etilamina y etanamida (acetamida).

(Junio 2000)

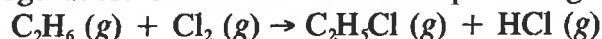


12. (a) Completar las siguientes reacciones:



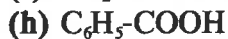
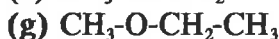
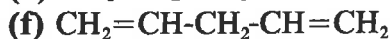
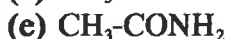
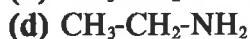
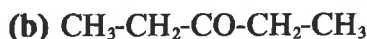
(b) Nombrar los reactivos y productos orgánicos de cada una de las reacciones. (c) Indicar en cada caso el tipo de reacción de que se trata. (Junio 2001)

13. El compuesto HCl se obtiene en la industria como uno de los subproductos de la preparación de derivados halogenados. Una de las reacciones que da lugar a este compuesto es:



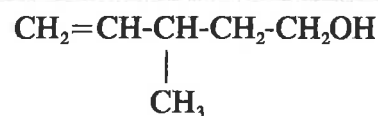
(a) Nombrar todos los compuestos implicados en la reacción. (b) Indicar el tipo de reacción. (c) ¿Qué significa que el HCl sea un subproducto de la reacción? (d) Proponer un procedimiento más habitual de obtención de HCl. (Junio 2001)

14. Escribir el nombre de los compuestos que se indican a continuación:



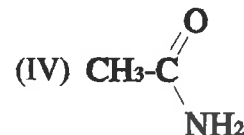
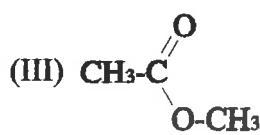
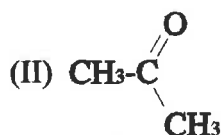
(Junio 2002)

15. Considerar el compuesto orgánico del recuadro. (a) Escribir su nombre sistemático. (b) Plantear y formular una posible reacción de eliminación, en donde intervenga este compuesto. (c) Plantear y formular una reacción de adición a su doble enlace. (d) Plantear y formular una reacción de sustitución en donde intervenga este compuesto.



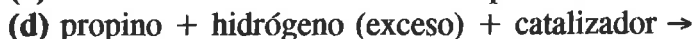
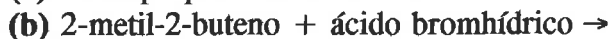
(Junio 2002)

16. Considerar las siguientes moléculas:



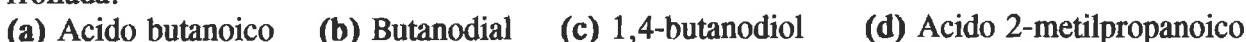
(a) Escribir sus nombres e identificar los grupos funcionales. (b) ¿Cuáles de estos compuestos darían propeno mediante una reacción de eliminación? Escribir la reacción. (Sept. 2002)

17. Completar y formular las siguientes reacciones orgánicas, indicar en cada caso de qué tipo de reacción se trata y escribir el nombre de los productos obtenidos en cada una de ellas.



(Junio 2003)

18. La fórmula molecular  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$  ¿a qué sustancia o sustancias de las propuestas a continuación corresponde? Justificar la respuesta escribiendo en cada caso su fórmula molecular y desarrollada.



(Junio 2003)

19. Formular las reacciones orgánicas que se proponen a continuación. Indicar el tipo de reacción que participa en cada caso y nombrar todos los compuestos orgánicos formados en ellas.



20. Indicar si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa y justificar las respuestas formulando la reacción a que se alude:

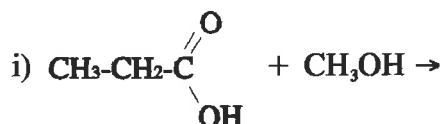
(a) El doble enlace de un alqueno puede incorporar hidrógeno y convertirse en un alcano.

(b) La reducción de un grupo funcional aldehído conduce a un grupo ácido.

(c) Las aminas son compuestos básicos.

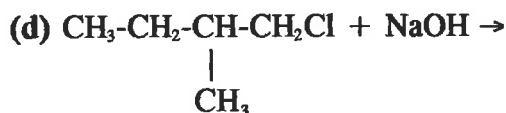
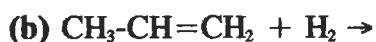
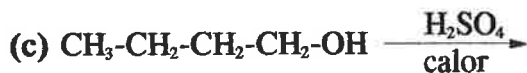
(d) La deshidratación del etanol, por el ácido sulfúrico, produce etino. (Junio 2004)

21. Para cada una de las siguientes reacciones:



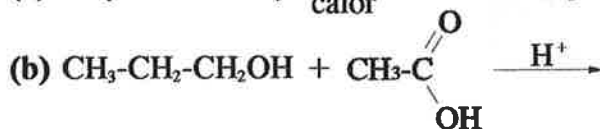
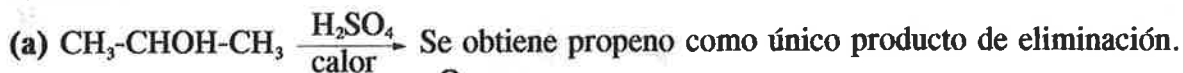
(a) Completar las reacciones. (b) Nombrar los productos y los reactivos orgánicos. Decir de qué tipo de reacción se trata en cada caso. (Sept. 2004)

22. Para cada una de las reacciones químicas que se escriben a continuación, formular los productos, nombrar reactivos y productos e indicar de qué tipo de reacción se trata.

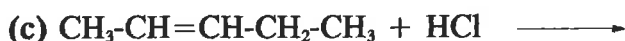


(Junio 2005)

23. Justificar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones, formulando los productos de reacción:



Se obtiene etanoato de propilo como producto de condensación o esterificación.



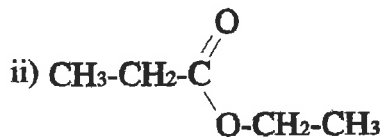
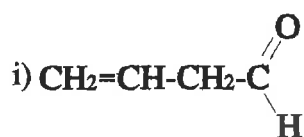
Se obtienen 2-cloropenteno y 3-cloropenteno como productos de sustitución.



Se obtiene propanal como producto de adición.

(Junio 2005)

24. (a) Formular los siguientes compuestos orgánicos:  
2-propanol; 2-metil-1-buteno; ácido butanoico; N-metil etilamina.  
(b) Nombrar los siguientes compuestos orgánicos:



- (c) Escribir la reacción de obtención de ii); nombrar todas las sustancias que intervienen en la reacción e indicar de qué tipo de reacción se trata. *(Sept. 2005)*

25. Dadas las fórmulas siguientes:  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ ,  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$  y  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ . (a) Escribir todas las posibles estructuras semidesarrolladas para las moléculas monofuncionales que respondan a las fórmulas anteriores (excluir las estructuras cíclicas). (b) Nombrar sistemáticamente todos los compuestos. *(Junio 2006)*

26. Escribir las fórmulas semidesarrolladas e indicar el tipo de isomería que presentan entre sí las siguientes parejas de compuestos:

(a) Propanal y propanona.

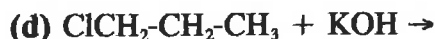
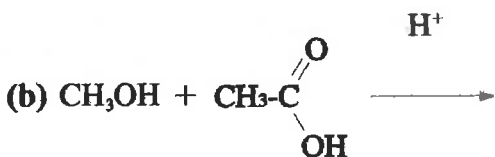
(c) 2,3-dimetilbutano y 3-metilpentano.

(b) 1-buteno y 2-buteno.

(d) Etilmetiléter y 1-propanol.

*(Junio 2006)*

27. Para cada una de las siguientes reacciones, formular y nombrar los productos mayoritarios que se puedan formar y nombrar los reactivos orgánicos.

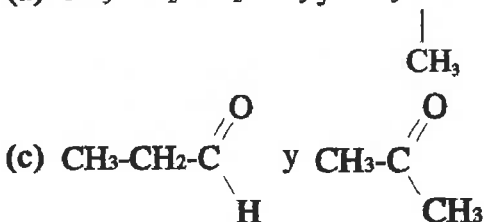


*(Sept. 2006)*

28. Dados los pares de compuestos orgánicos siguientes, indicar sus nombres y justificar qué tipo de isomería presenta:

(a)  $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$  y  $\text{CH}_3-\overset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$

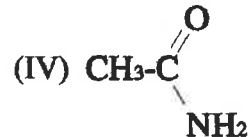
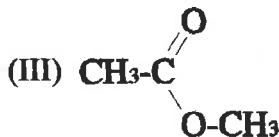
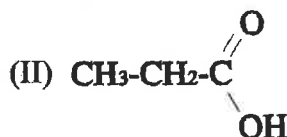
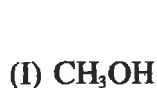
(b)  $\text{CH}_3-\text{CHOH}-\text{CH}_3$  y  $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$



(d)  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$  y  $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$

*(Junio 2007)*

29. Dadas las fórmulas siguientes:



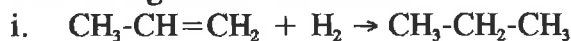
- (a) Nombrar todos los compuestos. (b) Escribir el nombre del grupo funcional presente en cada una de las moléculas. (c) Escribir la reacción que tiene lugar entre (I) y (II). (d) ¿Qué sustancias orgánicas (estén o no entre las cuatro anteriores) pueden reaccionar para producir (III)? Indicar el tipo de reacción que tiene lugar. *(Junio 2007)*

30. Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y justificar las respuestas escribiendo la reacción química adecuada:
- (a) Los ésteres son compuestos que se pueden obtener por reacción de alcoholes y ácidos orgánicos.
  - (b) El eteno puede producir reacciones de adición.
  - (c) Los alcoholes se reducen produciendo ácidos orgánicos.
  - (d) La deshidratación del etanol por el ácido sulfúrico produce eteno. (Sept. 2007)
31. Escribir un ejemplo representativo para cada una de las siguientes reacciones orgánicas, considerando únicamente compuestos reactivos con 2 átomos de carbono. Formular y nombrar todos los compuestos orgánicos implicados:
- (a) Reacción de sustitución en derivados halogenados por el grupo hidroxilo.
  - (b) Reacción de esterificación.
  - (c) Reacción de eliminación (Alcoholes con  $H_2SO_4$  concentrado)
  - (d) Reacción de oxidación de alcoholes. (Junio 2008)
32. Para el compuesto del recuadro: (a) Indicar su nombre sistemático. (b) Escribir su reacción con yoduro de hidrógeno e indicar el nombre del producto mayoritario. (c) Formular y nombrar los isómeros de posición del compuesto del recuadro. (Sept. 2008)
- $$\begin{array}{c} CH_3-C=CH-CH_3 \\ | \\ CH_3 \end{array}$$
33. Completar las siguientes reacciones con el producto orgánico mayoritario. Nombrar todos los compuestos orgánicos presentes, e indicar el tipo de cada una de las reacciones.
- (a)  $CH_3-CH=CH_2 + HBr \rightarrow$
  - (b)  $CH_3-CH_2-CH_2Br + KOH \rightarrow$
  - (c)  $CH_3-CH_2OH + \text{oxidante fuerte} \rightarrow$
  - (d)  $CH_3-COOH + CH_3-CH_2OH \rightarrow$  (Junio 2009)
34. Partiendo del propeno, se llevan a cabo la siguiente serie de reacciones:
- propeno + agua en presencia de ácido sulfúrico  $\rightarrow$  B + C
- El producto mayoritario (B) de la reacción anterior con un oxidante fuerte genera el compuesto D y el producto minoritario (C) en presencia de ácido metanoico da lugar al compuesto E. (a) Escribir la primera reacción y nombrar los productos B y C. (b) Explicar por qué el producto B es el mayoritario. (c) Escribir la reacción en la que se forma D y nombrarlo. (d) Escribir la reacción en la que se forma E y nombrarlo. (Junio 2009)
35. Dado el 1-butanol: (a) Escribir su estructura semidesarrollada. (b) Escribir la estructura semidesarrollada de un isómero de posición, otro de cadena y otro de función. Nombrar los compuestos anteriormente descritos. (c) Formular y nombrar el producto de reacción del 1-butanol y el ácido etanoico, indicando el tipo de reacción. (Sept. 2009)
36. Escribir las reacciones que se producen a partir de etanol en los siguientes casos y nombrar los productos obtenidos: (a) Deshidratación con ácido sulfúrico en caliente. (b) Reacción con cloruro de hidrógeno. (c) Reacción con ácido propanoico. (d) Oxidación fuerte. (Junio 2010)
37. Para el alcano 4-etil-2,6-dimetiloctano, que es líquido en condiciones normales: (a) Escribir su fórmula semidesarrollada y su fórmula molecular. (b) Escribir e igualar la reacción de formación estándar de dicho alcano. (c) Escribir e igualar la reacción de combustión de dicho alcano. (d) Formular y nombrar un isómero de dicho compuesto. (Junio 2010)

38. Completar las siguientes reacciones químicas, formular todos los reactivos y productos orgánicos resultantes, nombrar los productos e indicar en cada caso de qué tipo de reacción se trata.
- 3-metil-2-hexeno + bromo.
  - 2-metil-1-butanol en presencia de ácido sulfúrico caliente.
  - 2-clorobutano + hidróxido de sodio acuoso.
  - eteno + hidrógeno en presencia de catalizador. (Junio 2010)
39. Escribir las reacciones y nombrar los productos obtenidos en los siguientes casos:
- Deshidratación del 2-butanol con ácido sulfúrico caliente.
  - Sustitución del grupo hidroxilo del 2,2,3-trimetil-1-butanol por un átomo de cloro.
  - Oxidación del etanal.
  - Reacción del 2-propanol con ácido etanoico. (Sept. 2010)
40. Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Justificarlas.
- El 2-butanol y el 1-butanol son isómeros de cadena.
  - La combustión de un hidrocarburo saturado produce dióxido de carbono y agua.
  - El 1-butanol y el dietiléter son isómeros de posición.
  - Al hacer reaccionar 1-cloropropano con hidróxido de potasio en medio alcohólico, se obtiene 1-propanol. (Junio 2011)
41. Completar las siguientes reacciones químicas, formular todos los reactivos y productos orgánicos mayoritarios resultantes, nombrar los productos e indicar en cada caso de qué tipo de reacción se trata.
- 1-penteno + ácido bromhídrico →
  - 2-butanol en presencia de ácido sulfúrico en caliente →
  - 1-butanol + ácido metanoico en presencia de ácido sulfúrico →
  - 2-metil-2-penteno + H<sub>2</sub> en presencia de catalizador → (Junio 2011)
42. Nombrar y formular, según corresponda, las siguientes parejas de moléculas orgánicas:
- $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$  y butanal
  - $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$  y 2-metil-2-propanol
  - $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$  y ácido 3-pentenoico
  - $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}-\text{CH}_3$  y fenilamina (Sept. 2011)
43. Escribir las reacciones y nombre los productos que correspondan a:
- La deshidratación del alcohol primario de 3 átomos de carbono.
  - La oxidación del alcohol secundario de 3 átomos de carbono.
  - La hidrogenación del alqueno de 3 átomos de carbono.
  - La reducción del aldehído de 3 átomos de carbono. (Junio 2012)

44. Justificar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, escribiendo las fórmulas semidesarrolladas de los compuestos que aparecen nombrados.
- (a) El compuesto de fórmula  $\text{CH}_3\text{-C}=\text{C-Cl}$  es el 2-cloro-3-metil-2-buteno.
- $$\begin{array}{c} | \quad | \\ \text{H}_3\text{C} \quad \text{CH}_3 \end{array}$$
- (b) El pentanal y el 2-penten-3-ol son isómeros de posición.
- (c) La regla de Markovnikov predice que el producto mayoritario resultante de la reacción del propeno con HBr es el 1-bromopropano.
- (d) La reacción de propeno con cloro molecular produce mayoritariamente 2-cloropropano. *(Sept. 2012)*
45. La obtención de alcoholes y fenoles se puede realizar por distintos métodos. Para cada uno de los siguientes apartados, formular la reacción completa e indicar el nombre de todos los productos orgánicos:
- (a) Hidrólisis en medio ácido del propanoato de etilo para obtener etanol.
- (b) Reducción con hidrógeno de 3-metilbutanona para obtener un alcohol secundario.
- (c) Hidrólisis, en presencia de KOH, del 2-bromo-2-metilpropano para obtener un alcohol terciario.
- (d) Tratamiento de la amina primaria fenilamina con ácido nitroso para obtener fenol, nitrógeno molecular y agua. *(Junio 2013)*
46. Formular las reacciones orgánicas de los siguientes apartados, indicando el tipo de reacción:
- (a) Formación de 1-buteno a partir de 1-butanol.
- (b) Obtención de propanoato de metilo a partir de ácido propanoico y metanol.
- (c) Obtención de propano a partir de propino.
- (d) Obtención de metanol a partir de clorometano. *(Junio 2013)*
47. Dados los compuestos: etilmetil éter, ácido propanoico, 2-propanol y propanal. (a) ¿Cuáles son isómeros de función? Escribir sus fórmulas semidesarrolladas. (b) ¿Cuáles reaccionan entre sí para dar un éster? Escribir la reacción. (c) ¿Cuál puede dar un alqueno al tratarlo con ácido sulfúrico? Escribir la reacción y nombre el alqueno. (d) ¿Cuál puede dar un ácido por oxidación? Escribir la reacción y nombrar el ácido. *(Junio 2013)*
48. Para cada uno de los siguientes procesos, formular la reacción, indicar el nombre de los productos y el tipo de reacción orgánica:
- (a) Hidrogenación catalítica de 3-metil,1-buteno.
- (b) Deshidratación de 1-butanol con ácido sulfúrico.
- (c) Deshidrohalogenación de 2-bromo,2-metilpropano.
- (d) Reacción de propanal con  $\text{KMnO}_4$ . *(Sept. 2013)*
49. Considerar los compuestos orgánicos de fórmula  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ .
- (a) Escribir y nombrar los posibles alcoholes compatibles con esa fórmula.
- (b) Escribir y nombrar los isómeros de función compatibles con esa fórmula, que no sean alcoholes.
- (c) Escribir las reacciones de deshidratación de los alcoholes del apartado (a), nombrando los productos correspondientes.
- (d) Escribir las reacciones de oxidación de los alcoholes del apartado (a), nombrando los productos correspondientes. *(Junio 2014)*

50. Para las siguientes reacciones:



(a) Nombrar los reactivos y productos e indicar el tipo de reacción que se produce en cada caso. (b) Indicar los cambios de hibridación que tienen lugar en los átomos de carbono en cada reacción. (Junio 2014)

51. Para los compuestos ácido etanoico, bromometano y dimetil éter:

(a) Escribir sus fórmulas semidesarrolladas.

(b) Razonar si alguno de ellos contiene átomos de carbono con hibridación  $\text{sp}^2$  o  $\text{sp}$ . En caso afirmativo, indicar cuál o cuáles son dichos carbonos.

(c) Indicar cuál de los tres compuestos reaccionará con etanol; formular y nombrar el producto de la reacción.

(d) Escribir la reacción que tendrá lugar cuando el bromometano reacciona con NaOH. ¿De qué tipo de reacción se trata? Nombrar el producto. (Junio 2014)

52. Un alcohol insaturado A, de fórmula  $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$ , se oxida y se obtiene 3-penten-2-ona, mientras que la deshidratación del alcohol A con ácido sulfúrico conduce a 1,3-pentadieno. (a) Identificar y nombrar el compuesto A. (b) Formular las dos reacciones del enunciado e indicar a qué tipo corresponde cada una de ellas. (c) Formular y nombrar un isómero de función del compuesto A. (Junio 2015)

53. Para el compuesto 2-metil-2-buteno:

(a) Escribir su fórmula semidesarrollada.

(b) Formular y nombrar dos compuestos de cadena abierta que sean isómeros de él.

(c) Escribir la reacción del citado compuesto con ácido clorhídrico, nombrar el producto mayoritario e indicar de qué tipo de reacción se trata.

(d) Escribir la reacción de obtención del compuesto del enunciado a partir de un alcohol. (Junio 2015)

54. Completar las siguientes reacciones en la hoja de respuestas, indicando la fórmula semidesarrollada y el nombre del producto orgánico que se obtiene. Indicar también el tipo de reacción en cada caso.



55. Para la reacción de combustión del 1,3-butadieno: (a) Escribir e igualar la reacción. (b) Calcular la entalpía de la reacción e indicar si es exotérmica o endotérmica. (c) Justificar cuál será el signo de la variación de entropía de la reacción. (d) Razonar si la reacción es espontánea a temperaturas altas o bajas. (Junio 2015)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$\text{CO}_2$ (g)	-393,5
$\text{H}_2\text{O}$ (l)	-285,8
butadieno (g)	108,8

56. Completar las siguientes reacciones y nombrar en cada caso el reactivo y el producto mayoritario obtenido, e indicar el tipo de reacción:
- (a)  $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$       (c)  $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$  (medio ácido)  $\rightarrow$   
 (b)  $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{NH}_3 \rightarrow$       (d)  $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{Br}_2 \rightarrow$       (Junio 2015)
57. Considerar los compuestos orgánicos metilpropeno y ácido 2-metilbutanoico.
- (a) Escribir sus fórmulas semidesarrolladas.  
 (b) Escribir la reacción entre el metilpropeno y el HCl, nombrando el producto mayoritario e indicando de qué tipo de reacción se trata.  
 (c) Escribir la reacción entre el ácido 2-metilbutanoico y el etanol, nombrando el producto orgánico e indicando de qué tipo de reacción se trata.      (Sept. 2015)
58. El 2-propanol y el etilmetiléter son dos compuestos isómeros con propiedades muy diferentes.
- (a) Formular dichos compuestos.  
 (b) Explicar, en función de su estructura molecular, la razón por la que el alcohol presenta una temperatura de ebullición mayor que el éter.  
 (c) ¿Cuál de los dos compuestos, cuando se deshidrata con ácido sulfúrico en caliente, da lugar a propeno? Escribir dicha reacción e indicar de qué tipo de reacción se trata.  
 (d) Escribir la reacción de obtención del etilmetiléter a partir de la deshidratación de dos alcoholes en presencia de ácido sulfúrico en caliente. Nombrar los alcoholes implicados.      (Junio 2016)
59. Para los siguientes compuestos:  
 i)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-Br}$ ; ii) 1-propanol; iii)  $\text{CH}_3\text{-CBr(CH}_3\text{)-CH}_2\text{-CH}_3$ ,  
 responder a las siguientes preguntas, utilizando la fórmula semidesarrollada.
- (a) Formular y nombre dos compuestos de cadena abierta que sean isómeros del compuesto i).  
 (b) Formular y nombre el producto resultante de la reacción del compuesto ii) en presencia de  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  en medio ácido suave.  
 (c) Formular la reacción completa de obtención del compuesto iii) a partir del alqueno correspondiente.  
 (d) Indicar el tipo de reacción enunciada en el apartado c) y nombrar el reactivo y el producto principal.      (Junio 2016)
60. Completar las siguientes reacciones orgánicas, formulando reactivos y productos mayoritarios y nombrando los productos orgánicos. Indicar, además, el tipo de reacción en cada caso.
- (a) Acido 2-metilbutanoico + 1-propanol (en medio ácido)  $\rightarrow$   
 (b) 2-pentanol en presencia de ácido sulfúrico en caliente  $\rightarrow$   
 (c) 2-metil-2-buteno + bromuro de hidrógeno  $\rightarrow$   
 (d) Etino + cloro en exceso  $\rightarrow$       (Junio 2016)
61. Para el compuesto 2,2,3-trimetilpentano:
- (a) Escribir su fórmula semidesarrollada.  
 (b) Escribir e igualar su reacción de combustión.  
 (c) Formular y nombrar dos compuestos de cadena abierta que sean isómeros de él.  
 (d) Indicar el tipo de reacción de dicho alcano con  $\text{I}_2$  en presencia de luz. Explicar qué tipo de reacción tendría lugar entre el  $\text{I}_2$  y un alqueno.      (Sept. 2016)



## Tema 10. Química del carbono

### PROBLEMAS

1. Se disponen de 100 g de propino. Calcular: **(a)** ¿cuántas moléculas de propino y cuántos átomos de C contienen?; **(b)** el volumen de  $H_2$  a 700 mm de Hg y  $50^\circ C$  que se deberían adicionar para transformarlo totalmente en propano; **(c)** ¿qué producto origina la adición de 2,5 moles de HBr?; ¿cuántos moles?. El producto de la adición, ¿presenta isomería geométrica?.  
DATOS: Masas atómicas: C = 12; H = 1;  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas/mol (Junio 1994)
2. Un hidrocarburo etilénico **A** da por oxidación con  $KMnO_4$ , propanona y un ácido monocarboxílico **B** de masa molecular 74. Determinar: **(a)** la masa molecular de **A** y la fórmula de **B**; **(b)** ¿qué volumen de oxígeno en condiciones normales se consumiría en la combustión completa de un mol de hidrocarburo **A**?.  
DATOS: Masas atómicas: C = 12; H = 1 (Sept. 1994)
3. **(a)** A una muestra de 100 g de un hidrocarburo lineal  $C_4H_2$  (**A**) se le adiciona hidrógeno. Calcular el volumen de hidrógeno medido a 700 mm de Hg de presión y a una temperatura de  $50^\circ C$  que habría reaccionado si el producto obtenido fuese  $C_4H_6$  (**B**). **(b)** Calcular cuántos moles de bromuro de hidrógeno habría que añadir al  $C_4H_6$  obtenido para que desaparezcan totalmente los dobles enlaces (**C**). Escribir las reacciones que tienen lugar en los apartados **(a)** y **(b)**, y formular y nombrar los productos **A**, **B** y **C**.  
DATOS: Masas atómicas: C = 12; H = 1 (Junio 1997)
4. Al quemar 2,34 g de un hidrocarburo se forman 7,92 g de dióxido de carbono y 1,62 g de vapor de agua. A  $85^\circ C$  y 700 mm de Hg de presión, la densidad del hidrocarburo gaseoso es 2,45 g/L. **(a)** Determinar la masa molecular y la fórmula de dicho hidrocarburo. **(b)** ¿Qué volumen de oxígeno gaseoso a  $85^\circ C$  y 700 mm de Hg de presión, se necesita para quemar totalmente los 2,34 g de este hidrocarburo?.  
DATOS: Masas atómicas: O = 16; C = 12 (Junio 1998)
5. **(a)** Completar y formular la siguiente secuencia de reacciones y nombrar los compuestos obtenidos:
  - 1) Propeno + HBr  $\rightarrow$
  - 2) 1-Propanol en medio ácido sulfúrico concentrado  $\rightarrow$
  - 3) 1-Bromopropano + NaOH  $\rightarrow$**(b)** Calcular los gramos de propeno que reaccionarían con hidrógeno, para dar 100 litros de propano en condiciones normales, suponiendo que el rendimiento de la reacción es del 60 %.  
DATOS: Masas atómicas: C = 12; H = 1 (Sept. 1998)
6. El ácido adípico (hexanodioico), es una de las materias primas que se utilizan en la fabricación del *nylon*, se obtiene comercialmente oxidando el ciclohexano con oxígeno, formándose también agua. **(a)** Formular e igualar la reacción correspondiente. **(b)** Si se utilizan 50,0 g de ciclohexano, ¿qué cantidad teórica de ácido adípico debería obtenerse?. **(c)** Si en la reacción anterior se obtienen 67,0 g de ácido adípico, ¿cuál es el rendimiento de la reacción?.  
DATOS: Masas atómicas: O = 16; C = 12; H = 1 (Sept. 1999)

7. Al tratar 2-buteno con ácido clorhídrico se obtiene un compuesto A de fórmula  $C_4H_9Cl$ . Al tratar este compuesto A con hidróxido de potasio se obtiene un producto B de fórmula  $C_4H_{10}O$ , que por reacción con ácido sulfúrico en caliente origina dos compuestos de fórmula  $C_4H_8$ , siendo el producto mayoritario el 2-buteno. (a) Escribir las reacciones de la secuencia que se indica en el problema y nombrar todos los compuestos orgánicos implicados. (b) Calcular los gramos de B que se obtendrían a partir de 1,5 gramos de 2-buteno, sabiendo que en la formación de A el rendimiento ha sido del 67 % y en la formación de B, del 54 %.

DATOS: Masas atómicas: O = 16; C = 12; H = 1

(Sept. 2000)

8. Si se somete al hidrocarburo  $C_{10}H_{18}$ , que es un líquido en condiciones normales, a combustión completa: (a) Formular e igualar la reacción de combustión que se produce. (b) Calcular el número de moles de  $O_2$  que se consumen en la combustión completa de 276 gramos de hidrocarburo. (c) Determinar el volumen de aire, a  $25^\circ C$  y 1 atm, necesario para la combustión completa de dicha cantidad de hidrocarburo. Considerar que el aire en las condiciones dadas contiene el 20 % en volumen de oxígeno.

DATOS: Masas atómicas: C = 12; H = 1

(Sept. 2001)

9. Se hacen reaccionar 12,2 L de cloruro de hidrógeno, medidos a  $25^\circ C$  y 1 atm, con un exceso de 1-buteno para dar lugar a un producto P. (a) Indicar la reacción que se produce, nombrar y formular el producto P mayoritario. (b) Determinar la energía de Gibbs estándar de reacción y justificar que la reacción es espontánea. (c) Calcular el valor de la entalpía estándar de reacción. (d) Determinar la cantidad de calor que se desprende al reaccionar los 12,2 L de HCl.

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$\Delta G_f^\circ$ (kJ/mol)
1-buteno	-0,54	70,4
HCl	-92,3	-95,2
Producto P	-165,7	-55,1

(Sept. 2007)

10. Sea la reacción: Propeno (g) + HBr  $\rightarrow$  P (g)

(a) Escribir la reacción e indicar el nombre del producto P mayoritario.

(b) Calcular  $\Delta H$  de la reacción.

(c) Calcular la temperatura a la que la reacción será espontánea.

DATO:  $\Delta S^\circ$  (reacción) = -114,5 J/molK (Junio 2008)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
propeno (g)	24,4
HBr (g)	-36,4
Producto P (g)	-95,6

11. Se parte de 150 gramos de ácido etanoico, y se quieren obtener 176 gramos de etanoato de etilo por reacción con etanol. (a) Escribir la reacción de obtención del etanoato de etilo indicando de qué tipo es. (b) Sabiendo que  $K_c$  vale 5, calcular los gramos de alcohol que hay que utilizar. (c) Calcular las fracciones molares de cada uno de los 4 compuestos presentes en el equilibrio.

DATOS: Masas atómicas: O = 16; C = 12; H = 1

(Junio 2010)

12. Cuando 30 gramos de ácido etanoico reaccionan con 46 gramos de etanol, se forman 37 gramos de etanoato de etilo y una cierta cantidad de agua. (a) Escribir el equilibrio que se produce. (b) Calcular los gramos de agua que se forman. (c) Calcular la constante de equilibrio de la reacción.

DATOS: Masas atómicas: O = 16; C = 12; H = 1

(Junio 2013)

13. Se hacen reaccionar 50 mL de una disolución de ácido propanoico 0,5 M con 100 mL de una disolución de etanol 0,25 M. El disolvente es agua. (a) Calcular el pH de la disolución inicial de ácido propanoico. (b) Formular el equilibrio que se produce en la reacción del enunciado, indicando el nombre de los productos y el tipo de reacción. (c) Si la constante de equilibrio del proceso del enunciado tiene un valor  $K_c = 4,8$  a  $20^\circ\text{C}$ , calcular la masa presente en el equilibrio del producto orgánico de la reacción.

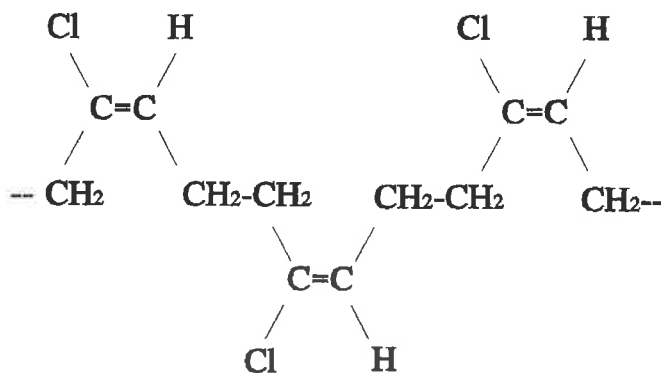
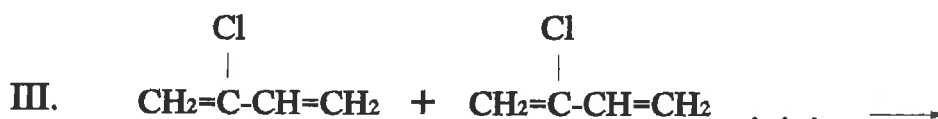
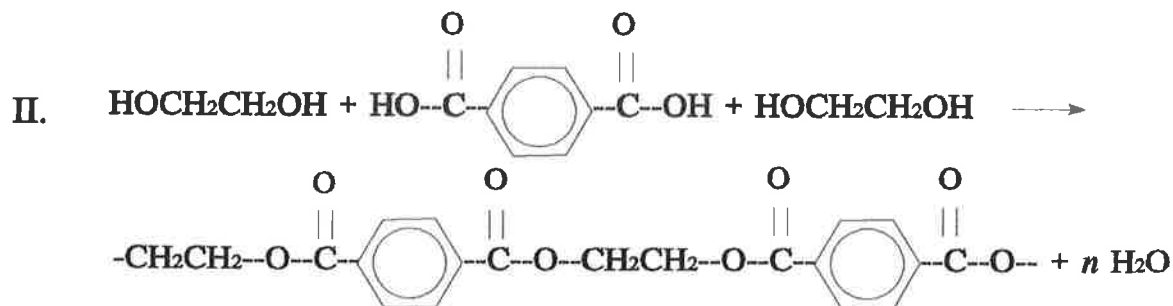
DATOS:  $\text{p}K_a$  (ác. propanoico) = 4,84. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

*(Junio 2014)*

## Tema 11. Polímeros artificiales

### CUESTIONES

1. Las siguientes reacciones son las de obtención de los polímeros: Dracón (poliéster), Neopreno y polietileno. (a) Identificar cada uno de ellos. (b) Justificar si son polímeros de adición o de condensación. (c) Nombrar cada uno de los grupos funcionales que aparecen en sus monómeros. (d) ¿Dependen las propiedades de la longitud de la cadena?; ¿y del grado de entrecruzamiento?.



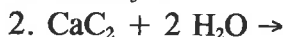
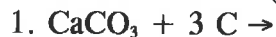
(Sept. 1995)

2. El cloruro de polivinilo (PVC) de fórmula  $(-\text{CH}-\text{CH}_2-)_n$  es un polímero de adición que se

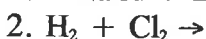


obtiene a partir del cloruro de vinilo. Completar la siguiente serie de reacciones que permiten obtener el monómero, sin utilizar como materia prima ningún producto orgánico:

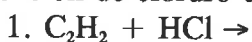
Obtención de acetileno (dos fases sucesivas: 1 y 2)



Obtención del HCl (dos fases sucesivas)

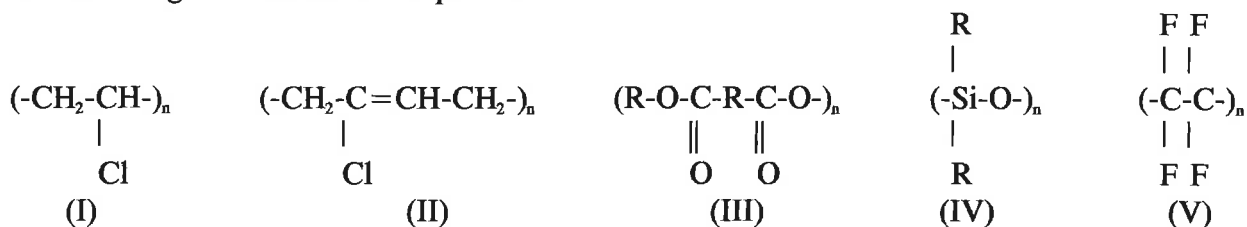


Obtención de cloruro de vinilo (una fase)



(Junio 1996)

3. Dadas las siguientes estructuras poliméricas:



- (a) Asociar cada una de ellas con su nombre y escribir cuáles son polímeros elastómeros y cuáles termoplásticos.  
 (b) Enumerar, al menos un uso doméstico o industrial de cada una de ellas.  
 (c) Señalar al menos dos de los polímeros anteriores cuyo mecanismo de polimerización sea por adición. (Junio 1997)

4. En condiciones adecuadas el 1,1,2,2, tetrafluoreteno se polimeriza dando politetrafluoretileno (teflón), un polímero muy usado como revestimiento antiadherente para utensilios de cocina. (a) Formular la reacción de polimerización; (b) justificar si se trata de una polimerización por adición o por condensación; (c) razonar si el polímero es un homopolímero o un copolímero; (d) las propiedades físicas del polímero se deben sobre todo al elevado porcentaje de flúor que contiene el monómero; ¿cuál es dicho porcentaje?  
 DATOS: Masas atómicas: C = 12; F = 19 (Junio 1999)

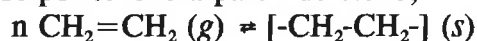
5. Las poliamidas, también llamadas nailones, poseen una gran variedad de estructuras. Una de ellas, el nailon 6,6 se obtiene a partir del ácido hexanodioico y de la 1,6-hexanodiamina, siguiendo el esquema que se indica a continuación:



- (a) Formular los compuestos que aparecen en la reacción. (b) ¿Qué tipo de reacción química se da en este proceso? (c) ¿Qué otro tipo de reacción de obtención de polímeros sintéticos existen? Poner un ejemplo de uno de estos polímeros y mencionar alguna aplicación del mismo. (Sept. 2001)

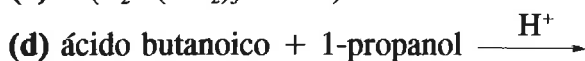
6. El etanoato de etilo se produce industrialmente para su utilización como disolvente. (a) Escribir la reacción de esterificación para obtener etanoato de etilo. (b) Sabiendo que se trata de un equilibrio químico, indicar cómo se podría aumentar el rendimiento de la producción de dicho éster. (c) ¿Pueden obtenerse polímeros artificiales con reacciones de esterificación? Mencionar algún ejemplo de aplicación industrial. (d) Explicar si existe efecto mesómero en el grupo funcional del etanoato de etilo. (Junio 2004)

7. La reacción de obtención de polietileno a partir de eteno,



- es exotérmica: (a) Escribir la expresión de la constante de equilibrio,  $K_p$ . (b) ¿Qué tipo de reacción de polimerización se produce? (c) ¿Cómo afecta un aumento de la temperatura a la obtención de polietileno? (d) ¿Cómo afecta un aumento de la presión total del sistema a la obtención de polietileno? (Sept. 2004)

8. Completar las siguientes reacciones, escribiendo las fórmulas semidesarrolladas de todos los compuestos orgánicos. Nombrar todos los productos obtenidos e indicar el tipo de reacción orgánica de que se trata en cada caso.



(Junio 2010)

9. Indicar razonadamente, escribiendo de forma esquemática las reacciones correspondientes, a qué tipo de reacciones orgánicas corresponden los siguientes procesos:
- (a) La síntesis del nailon a partir del ácido 6-aminohexanoico.
  - (b) La síntesis del teflón a partir del tetrafluoroetileno.

*(Junio 2012)*