

XXVI Olimpiada Vasca de Química - 2013

Examen de Cuestiones

INSTRUCCIONES (Se recomienda leer con atención):

- Realice una circunferencia alrededor de la respuesta que considere correcta.
- Responda a tantas preguntas como le sea posible en el tiempo máximo establecido de 90 minutos.
- Cada respuesta correcta se valorará con 1 punto, y las incorrectas restarán 0,25.

Nombre: _____
Centro: _____

1. ¿Cuál de las siguientes cantidades de sustancia contiene mayor número de moléculas?
 - A. 5,0 g de CO₂.
 - B. 5,0 g de Cl₂.
 - C. 5,0 g de O₃.
 - D. 5,0 g de H₂O.
2. La molécula de oxígeno es más voluminosa que la de hidrógeno, por lo que:
 - A. en condiciones normales, un mol de oxígeno ocupa un volumen mayor que un mol de hidrógeno.
 - B. el precio de un mol de oxígeno es mayor que el de un mol de hidrógeno.
 - C. en condiciones normales, un mol de oxígeno y un mol de hidrógeno ocupan el mismo volumen.
 - D. el agua contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno para que los dos elementos ocupen la misma fracción del volumen de la molécula.
3. El elemento E reacciona con oxígeno para producir EO₂. Identifique el elemento E, si 16,5 g de E reaccionan con un exceso de oxígeno para formar 26,1 g de EO₂.
 - A. Mn.
 - B. Ni.
 - C. S.
 - D. Ti.
4. La composición, en porcentaje, del poderoso explosivo hexanitrostilbeno (HNS) es: C, 37,35%; H, 1,34%; N, 18,67%, O, 42,65%. La masa molecular del HNS es de 450,22. ¿Cuál es la fórmula molecular del HNS?
 - A. C₁₃H₄N₇O₁₂.
 - B. C₁₄H₆N₆O₁₂.
 - C. C₁₅H₁₀N₆O₁₁.
 - D. C₁₆H₁₂N₅O₁₁.
5. Indique, entre las siguientes, la combinación correcta de números cuánticos para un electrón de un átomo:

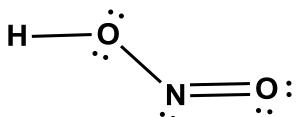
n	l	m _l	m _s
A.	2	2	0
B.	3	2	0
C.	3	0	1
D.	2	1	-2

6. El número atómico de un elemento se refiere a:
- El número de electrones hallados en cualquier átomo de un elemento.
 - El número de protones hallados en cualquier átomo de un elemento.
 - El número de neutrones hallados en cualquier átomo de un elemento.
 - El número de protones más neutrones hallados en cualquier átomo de un elemento.
7. El modelo atómico que asemeja a un sistema solar en el que el Sol es el núcleo atómico fue descubierto por:
- Niels Bohr.
 - John Dalton.
 - Ernest Rutherford.
 - Joseph John Thomson.
8. ¿Cuántos electrones desapareados hay en un átomo de hierro en su estado fundamental?
- 6.
 - 4.
 - 2.
 - 0.
9. Al aumentar la temperatura de un gas ideal, a volumen constante:
- La energía interna no varía.
 - La presión aumenta.
 - La entropía disminuye.
 - La concentración aumenta.
10. Considere dos metales, A y B, cada uno con una masa de 100 g y ambos a una temperatura inicial de 20°C. El calor específico de A ($50 \text{ J/(kg}\cdot\text{K)}$) es mayor que el de B ($25 \text{ J/(kg}\cdot\text{K)}$). Si se aplica una potencia de calentamiento de 50 J/s, ¿cuál es el metal que tarda más tiempo en alcanzar una temperatura de 21°C?
- El metal A.
 - El metal B.
 - Ambos tardan el mismo tiempo.
 - No se dispone de información suficiente para responder esta pregunta.
11. Un sistema químico con reacción alcanza el equilibrio cuando:
- No se forma producto por reacción directa.
 - La reacción inversa ya no ocurre en el sistema.
 - La concentración de reactivos en el sistema es igual a la concentración de productos.
 - La velocidad a la que ocurre la reacción directa es igual a la de la reacción inversa.
12. Se sabe que la constante de equilibrio para la reacción $2 \text{ HCl(g)} \leftrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ es $K_C = 4,17 \times 10^{-34}$. ¿Cuál es la constante de equilibrio de la reacción $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{ HCl(g)}$ a la misma temperatura?
- $4,17 \times 10^{-17}$.
 - $4,17 \times 10^{17}$.
 - $2,40 \times 10^{-33}$.
 - $2,40 \times 10^{33}$.

13. Cuando las sustancias: Si, KCl, CH₃OH y C₂H₆; se disponen en orden creciente de sus puntos de fusión, el orden correcto es:

- A. Si, KCl, CH₃OH, C₂H₆.
- B. CH₃OH, C₂H₆, Si, KCl.
- C. KCl, Si, C₂H₆, CH₃OH.
- D. C₂H₆, CH₃OH, KCl, Si.

14. Si la estructura de Lewis del ácido nitroso es la que se muestra en la figura, ¿cuál es la carga formal del nitrógeno?



- A. -1.
- B. 0.
- C. +1.
- D. +3.

15. ¿Cuál es la geometría del ion IBr₂⁻?

- A. Lineal.
- B. Angular, con un ángulo de enlace de 90°.
- C. Angular, con un ángulo de enlace de 109°.
- D. Angular, con un ángulo de enlace de 120°.

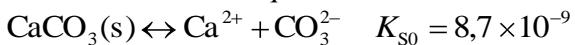
16. Cuando se valora una base débil (p.e., NH₃) con un ácido fuerte (p.e., HCl):

- A. el pH del punto de equivalencia es 7.
- B. el volumen de ácido necesario para neutralizar la base es menor que si la base fuera fuerte.
- C. la cantidad de valorante necesaria para alcanzar el punto de equivalencia es independiente de la fuerza de la base.
- D. el volumen de ácido necesario para neutralizar la base es mayor que si la base fuera fuerte.

17. Se prepara una disolución 10⁻² M con cada uno de los siguientes ácidos débiles: ácido acético ($pK_{a1} = 4,75$); ácido bórico ($pK_{a1} = 9,23$); ácido carbónico ($pK_{a1} = 6,37$; $pK_{a2} = 10,31$) y ácido oxálico ($pK_{a1} = 1,22$; $pK_{a2} = 4,19$). La disolución con un pH más bajo será:

- A. la de ácido carbónico.
- B. la de ácido oxálico.
- C. la de ácido bórico.
- D. la de ácido acético.

18. Si se tiene un precipitado de carbonato de calcio en equilibrio con una disolución acuosa, tal y como se indica en el equilibrio:



una de las siguientes afirmaciones relativas a la solubilidad del carbonato de calcio es FALSA.

- A. La solubilidad aumenta al añadir ácido carbónico.
- B. La solubilidad disminuye al añadir carbonato sódico.
- C. La solubilidad aumenta al añadir ácido acético.
- D. La solubilidad disminuye al añadir ácido nítrico.

19. Cuantitativamente, la fuerza de los ácidos y las bases se refleja en el valor de las constantes. A partir de los siguientes valores: $K_a(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$; $pK_a(\text{HBr}) = -5$; $pK_a(\text{HF}) = 3,3$; $K_a(\text{HCN}) = 10^{-10}$; el orden de mayor a menor fuerza ácida es:

- A. $\text{HBr} > \text{HF} > \text{CH}_3\text{-COOH} > \text{HCN}$.
- B. $\text{HF} > \text{CH}_3\text{-COOH} > \text{HBr} > \text{HCN}$.
- C. $\text{HF} > \text{HBr} > \text{CH}_3\text{-COOH} > \text{HCN}$.
- D. $\text{HBr} > \text{HF} > \text{HCN} > \text{CH}_3\text{-COOH}$.

20. Si se sabe que el potencial del electrodo Zn^{2+}/Zn es de $-0,76$ V, la oxidación del cinc metálico en contacto con una disolución 1 M de ácido clorhídrico es un proceso:

- A. espontáneo, siempre que el ácido sea el ácido clorhídrico.
- B. espontáneo, siempre.
- C. reversible, siempre.
- D. espontáneo e irreversible, ya que se forma hidrógeno gaseoso.

21. En la siguiente reacción, ¿qué elemento se oxida y cuál se reduce?

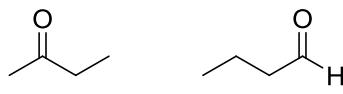
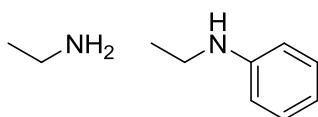
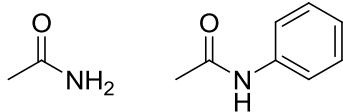
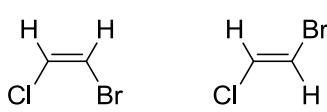


- A. Se oxida el carbono y se reduce el cloro.
- B. No se puede saber, porque está mal ajustada.
- C. No es una reacción de oxidación-reducción.
- D. Se oxida el cromo y se reduce el carbono.

22. El ión permanganato puede reaccionar con aniones nitrito en medio acuoso. Si se lleva a cabo la reacción con nitrito sódico y permanganato potásico, ¿cuántos moles de permanganato potásico se necesitan para reaccionar con 3 moles de nitrito sódico?

- A. 1 mol de permanganato potásico.
- B. 2 moles de permanganato potásico.
- C. 3 moles de permanganato potásico.
- D. 4 moles de permanganato potásico.

23. Asocie las siguientes parejas de estructuras: I, II, III y IV; con los términos que se indican.



- A. Isómeros de función (____).
- B. Aminas (____).
- C. Isómeros geométricos (____).
- D. Amidas (____).

24. ¿Cuántos aldehídos diferentes tiene la fórmula $C_5H_{10}O$?

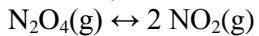
- A. 2.
- B. 3.
- C. 4.
- D. 5.

25. El compuesto Hg_2Cl_2 se puede nombrar, según la IUPAC, como:

- A. Dicloruro de mercurio.
- B. Cloruro de mercurio(II).
- C. Cloruro de mercurio(2+).
- D. Dicloruro de dimercurio.

Preguntas de Reserva (sólo se tendrán en consideración si se tuviese que anular, por cualquier error, alguna de las anteriores, en el orden que se proponen).

R1. El N_2O_4 y el NO_2 son dos gases que están relacionados por el siguiente equilibrio químico:



Suponiendo un comportamiento ideal, si se parte de una situación de equilibrio y se añade un gas inerte a la mezcla (p.e., argón), manteniendo constante la temperatura y la presión:

- A. El equilibrio se desplazará hacia la izquierda.
- B. El equilibrio se desplazará hacia la derecha.
- C. El equilibrio no se modificará.
- D. El volumen también se mantendrá constante.

R2. ¿Qué enlaces puede formar un átomo de carbono cuando presenta una hibridación sp^2 ?

- A. Cuatro enlaces π .
- B. Dos enlaces π y dos enlaces σ .
- C. Un enlace π y tres enlaces σ .
- D. Cuatro enlaces σ .

COMPRUEBE QUE HA RESPONDIDO A TODAS LAS CUESTIONES DE ESTA PARTE DEL EXAMEN.



Asociación de Químicos
del País Vasco
Euskal Herriko
Kimikarien Elkartea



ZTF-FCT
Zientzia eta Teknologia Fakultatea
Facultad de Ciencia y Tecnología



Universidad
del País Vasco Euskal Herriko
Unibertsitatea



Colegio Oficial de Químicos
del País Vasco
Euskal Herriko Kimikarien
Elkargo Ofiziala

Hoja de Datos

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

IA														8A					
1 H 1,008	2 2A													2 He 4,003					
3 Li 6,941	4 Be 9,012													5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18
11 Na 22,99	12 Mg 24,31	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 13	14 Al	15 Si	16 P	17 S	18 Cl	18 Ar	
19 K 39,10	20 Ca 40,08	21 Sc 44,96	22 Ti 47,88	23 V 50,94	24 Cr 52,00	25 Mn 54,94	26 Fe 55,85	27 Co 58,93	28 Ni 58,69	29 Cu 63,55	30 Zn 65,39	31 Ga 69,72	32 Ge 72,61	33 As 74,92	34 Se 78,96	35 Br 79,90	36 Kr 83,80		
37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,91	40 Zr 91,92	41 Nb 92,91	42 Mo 95,94	43 Tc (98)	44 Ru 101,1	45 Rh 102,9	46 Pd 106,4	47 Ag 107,9	48 Cd 112,4	49 In 114,8	50 Sn 118,7	51 Sb 121,8	52 Te 127,6	53 I 126,9	54 Xe 131,3		
55 Cs 132,9	56 Ba 137,3	57 La 138,9	72 Hf 178,5	73 Ta 180,9	74 W 183,8	75 Re 186,2	76 Os 190,2	77 Ir 192,2	78 Pt 195,1	79 Au 197,0	80 Hg 200,6	81 Tl 204,4	82 Pb 207,2	83 Bi 209,0	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)		
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (262)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110 Ds (281)	111 Rg (272)	112 Cn (285)	113 (Uut) (284)	114 Fl (289)	115 (Uup) (288)	116 Lv (293)	117 (Uus) (294)	118 (Uuo) (294)		

Abreviaturas y Símbolos				
Cantidad de sustancia	<i>n</i>	Constante de Faraday	<i>F</i>	Masa molecular
Amperio	A	Energía libre	<i>G</i>	mol
Atmósfera	atm	Frecuencia	<i>v</i>	Constante de Planck
Unidad de masa atómica	u	Constante de los gases	<i>R</i>	Presión
Constante de Avogadro	<i>N_A</i>	Gramo	g	Constante cinética
Celsius	°C	Hora	h	Cociente de reacción
Centi	c	Julio	J	Segundo
Culombio	C	Kelvin	K	Velocidad de la luz
Densidad	ρ	Kilo	k	Temperatura
Fuerza electromotriz	<i>E</i>	Litro	L	Tiempo
Energía de activación	<i>E_a</i>	Unidad de presión	torr	Presión de vapor
Entalpía	<i>H</i>	Mili	m	Voltio
Entropía	<i>S</i>	Molal	m	Volumen
Constante de equilibrio	<i>K</i>	Molar	M	

Constantes
$R = 8,314 \text{ J/(mol}\cdot\text{K)}$
$R = 0,0821 \text{ atm}\cdot\text{L/(mol}\cdot\text{K)}$
$F = 96.500 \text{ C/mol}$
$F = 96.500 \text{ J/(V}\cdot\text{mol})$
$N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
$h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$
$c = 2,998 \times 10^8 \text{ m/s}$
$0^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$
$1 \text{ atm} = 760 \text{ torr}$

Ecuaciones		
$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln Q$	$\ln K = \left(\frac{-\Delta H}{R} \right) \left(\frac{1}{T} \right) + \text{constante}$	$\ln \left(\frac{k_2}{k_1} \right) = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$

XXVI Olimpiada Vasca de Química - 2013

Examen de Problemas

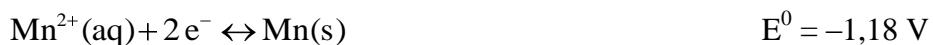
INSTRUCCIONES (Se recomienda leer con atención):

- Cada problema se calificará sobre 10 puntos.
- El tiempo máximo disponible es de una hora y cincuenta minutos.
- Al finalizar la primera hora se recogerá uno de los problemas.

Nombre:	_____
Centro:	_____

PROBLEMA 1.

Se construye una pila voltaica usando disoluciones de NaHSO_4 , H_2SO_3 y MnSO_4 con electrodos adecuados, donde las semi-reacciones más relevantes vienen dadas por:



- Dibuje un esquema de la pila, que sea operativa, donde:
 - Se identifique el contenido de cada semipila.
 - Se sugiera una sustancia para usarla como electrodo en la semipila de $\text{HSO}_4^-(\text{aq})/\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq})$.
 - Se indique cuál es el ánodo y cuál el cátodo.
 - Se muestre la dirección de flujo de electrones en el circuito externo.
 - Se muestre la dirección de movimiento de cationes en el puente salino.
- Escriba la reacción global en la pila, y calcule el potencial de la pila en condiciones estándar.
- Calcule el potencial de la pila si las disoluciones de las dos semipilas se preparan a $\text{pH} = 1$.
- Prediga el efecto cualitativo que se produciría en el potencial de la pila si se añade $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ en las dos semipilas, justificando la respuesta. ($K_{\text{S}0}(\text{BaSO}_3) = 8,3 \times 10^{-7}$; $K_{\text{S}0}(\text{BaSO}_4) = 1,2 \times 10^{-10}$).
- Prediga el efecto cualitativo que se produciría en el potencial de la pila si se duplica el tamaño del electrodo que sirve de ánodo, justificando la respuesta.

PROBLEMA 2.

Un método para preparar peróxido de hidrógeno consiste en calentar hidrogenosulfato de amonio para obtener persulfato de amonio que, por hidrólisis, produce nuevamente hidrogenosulfato de amonio junto con el peróxido de hidrógeno.

- Escriba las reacciones involucradas en el proceso.
- Si se supone que cada etapa del proceso tiene un rendimiento del 98%, calcule la cantidad de hidrogenosulfato de amonio y de agua que se necesita para obtener 50 g de disolución de H_2O_2 al 30% en peso.
- Determine el volumen de oxígeno, medido a 27°C y 750 torr, que se podría obtener a partir de la cantidad de H_2O_2 obtenido en el punto b).