

OLIMPIADA DE QUÍMICA 2008

Universidad de Castilla-La Mancha

NORMAS PARA LA REALIZACIÓN DEL EJERCICIO:

- Los datos personales y las respuestas se escribirán en la hoja adjunta.
- Cada pregunta sólo tiene una respuesta correcta. Si se eligen dos soluciones en una pregunta se dará como errónea.
- Cada pregunta contestada correctamente se puntuará con un punto.
- Cada respuesta contestada erróneamente se puntuará con -0.33 puntos.
- Las preguntas sin contestar no se puntúan.
- Los ganadores de la Fase Local de la Olimpiada 08, serán aquellos tres alumnos que mayor puntuación consigan. Para poder ser propuesto como ganador, es imprescindible sacar, al menos, una puntuación de 20 puntos.
- Para expresar la respuesta correcta, realice una circunferencia alrededor de la letra correspondiente:
 - a)
 - b) Respuesta correcta.
 - c)
 - d)
- Si se equivoca, tache con una cruz la respuesta equivocada y haga un círculo alrededor de la nueva elegida:
 - a)
 - b) Respuesta equivocada
 - c) Respuesta correcta
 - d)
- Si necesitan realizar operaciones matemáticas, deberán hacerlas en la parte posterior de los folios.

1.- Indicar cual de las siguientes afirmaciones son correctas o no: *i)* 16 g de CH_4 ocupan, en condiciones normales, un volumen de 22,4 litros. *ii)* En 32 g de O_2 hay $6,023 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno. Masas atómicas: C 12; H = 1; O = 16.

- a) Las dos son correctas
- b) Las dos no son correctas
- c) la primera es correcta y la segunda no
- d) la segunda es correcta y la primera no

2.- Un ácido sulfúrico contiene un 92 % en masa de ácido y su densidad es 1813 Kg/m^3 . Calcular el volumen de ácido concentrado necesario para preparar 100 mL de una disolución 0,10 M. Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16

- a) 1,34 mL
- b) 0,59 mL
- c) 3,32 mL
- d) 2,09 mL

3.- El hierro forma dos cloruros, uno con un 44,20% de Fe y otro con un 34,43%. Determina la fórmula empírica de ambos. Masas atómicas: Cl = 35,5, Fe = 55,9

- a) FeCl_2 y Fe_2Cl_3
- b) FeCl_2 y FeCl_3
- c) FeCl y FeCl_3
- d) FeCl_2 y FeCl_5

4.- Tenemos una disolución comercial de hidróxido de sodio de densidad 1,33 g/mL y 30% en masa. Calcular la normalidad de la disolución obtenida al diluir 10 mL de la disolución comercial a 2 L. Masa atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

- a) 0,05 N
- b) 0,03 N
- c) 0,01 N
- d) 1,23 N

5.- Indicar cual de las siguientes afirmaciones son correctas o no: *i)* En un litro de etano hay el mismo número de moléculas que en un litro de etino (volúmenes medidos en las mismas condiciones). *ii)* en un gramo de metilbutano hay el mismo número de moléculas que en un gramo de dimetilpropano, y ocupan el mismo volumen en condiciones normales. Masas atómicas: C 12; H = 1; O = 16.

- a) Las dos son correctas
- b) Las dos no son correctas
- c) la primera es correcta y la segunda no
- d) la segunda es correcta y la primera no

6.- Se hacen reaccionar 10 g de cinc metálico con ácido sulfúrico en exceso. Calcular el volumen de hidrógeno que se obtiene, medido a 27°C y 740 mmHg. Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16; Zn = 65,4.

- a) 5,3 L
- b) 7,0 L
- c) 3,8 L
- d) 4,5 L

7.- Calcular los gramos de soluto necesarios para preparar 500 mL de una disolución de nitrato de sodio 0,10 M. Masas atómicas: Na = 23; N = 14; O = 16.

- a) 4,25 g
- b) 5,78 g
- c) 6,80 g
- d) 7,50 g

8.- Tenemos una disolución comercial de hidróxido de sodio de densidad 1,33 g/mL y 30% en masa. ¿Cuáles es la fracción molar de la disolución comercial? Masas atómicas: Na = 23; H = 1; O = 16.

- a) 0,58
- b) 1,76
- c) 0,89
- d) 0,16

9.- Se sabe que a la temperatura de 1000 °C, el vapor de yodo molecular está disociado en un 20 %. En una experiencia se introducen 0.25 g de yodo molecular a 1000 °C en un reactor de 200 mL. ¿Cuántos gramos de yodo molecular quedan después de esta experiencia? Datos: $M(I_2) = 253,8$

- a) 0.18 g
- b) 0.20 g
- c) 0.15 g
- d) 0.23 g

10.- Utilizando los datos de la experiencia del ejercicio anterior. Se quiere saber la presión final del gas en el reactor.

- a) 2.523 atm
- b) 0.250 atm
- c) 0.617 atm
- d) 1.321 atm

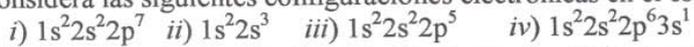
11.- La existencia de espectros discontinuos (de líneas) demuestra que:

- a) La luz blanca está compuesta por radiaciones de muchas longitudes de onda.
- b) Solamente se pueden excitar algunos electrones específicos en un átomo.
- c) La ecuación de Planck solo se cumple para algunos electrones.
- d) Los electrones en los átomos pueden poseer solamente ciertos valores específicos de energía.

12.- Indicar cuál de las siguientes afirmaciones, sobre la teoría atómica de Bohr, es cierta:

- a) El electrón no se mueve alrededor del núcleo.
- b) Al electrón solamente le está permitido moverse en la órbita de menor radio.
- c) La transición del electrón entre distintas órbitas genera las líneas espectrales.
- d) La longitud de onda de las líneas espectrales es directamente proporcional a la constante de Planck.

13.- Considera las siguientes configuraciones electrónicas en el estado fundamental:



Di cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli y deduce, para los elementos con configuración correcta, el estado de oxidación más probable.

- El principio de exclusión de Pauli la cumplen *iii* y *iv*. Su estado de oxidación más probable es el +5 y +1 respectivamente.
- El principio de exclusión de Pauli la cumplen *i* y *iv*. Su estado de oxidación más probable es el -1 y +1 respectivamente.
- El principio de exclusión de Pauli la cumplen *iii* y *iv*. Su estado de oxidación más probable es el +1 y -1 respectivamente.
- El principio de exclusión de Pauli la cumplen *iii* y *iv*. Su estado de oxidación más probable es el -1 y +1 respectivamente.

14.- ¿Cuál es la probabilidad de encontrar un electrón $2p_x$ en los puntos del plano yz ?

- nula
- uno
- 1/2
- máxima

15.- Decir cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas: *i*) La primera energía de ionización del cesio es mayor que la del bario. *ii*) La primera energía de ionización de He^+ es la misma que la segunda del átomo de Helio. *iii*) La afinidad electrónica de un catión es mayor que la del átomo correspondiente.

- la primera y la segunda
- la primera y la tercera
- la segunda y la tercera
- Las tres

16.- Los números atómicos de dos elementos son: *i*) 15 y *ii*) 25. Indica los números cuánticos que corresponden al orbital, en cada caso, del último electrón que completa la configuración electrónica, en su estado fundamental.

- i*) (3,0,0) *ii*) (4,0,0)
- i*) (3,1,1) *ii*) (3,2,2)
- i*) (3,1,1) *ii*) (4,0,0)
- i*) (3,0,0) *ii*) (3,2,3)

17.- ¿Cuál de las afirmaciones no es correcta para el elemento 81?

- Es un elemento del grupo 13
- Es un metal
- Presenta el tamaño más grande de su grupo
- Es un elemento del quinto periodo

18.- De acuerdo a su configuración electrónica, ¿cuál de las siguientes especies es la más estable? S^{2-} , S^- , S , S^+ , S^{2+} . ¿Cuál es el número de oxidación más probable del azufre?

- S^{2+} y número de oxidación 0
- S^{2-} y número de oxidación -1
- S y número de oxidación 0
- S^{2-} y número de oxidación -2

19.- El carácter covalente en un compuesto iónico es mayor cuando:

- a) el catión es grande y el anión pequeño
- b) el catión es pequeño y el anión grande
- c) el catión es grande y el anión grande
- d) el catión pequeño y el anión pequeño

20.- ¿Cuál de estas afirmaciones no es correcta?

- a) La molécula de cloruro de hidrogeno presenta polaridad
- b) El potasio es un elemento diamagnético
- c) El H₂ es una molécula
- d) El agua presenta puentes de hidrogeno

21.- Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: *i*) Toda reacción exotérmica es espontánea. *ii*) Cuando un sistema gaseoso se expansiona disminuye su energía interna.

- a) Las dos son correctas
- b) Las dos no son correctas
- c) la primera es correcta y la segunda no
- d) la segunda es correcta y la primera no

22.- En la reacción $\text{SiO}_2(\text{s}) + 2 \text{C}(\text{s}) + 2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SiCl}_4(\text{g}) + 2 \text{CO}(\text{g})$, sabemos que $\Delta H^\circ = 33 \text{ KJ}$ y $\Delta S^\circ = 226 \text{ JK}^{-1}$, Calcula a partir de que temperatura será espontánea la reacción.

- a) a partir de 100 K
- b) a partir de 250 K
- c) a partir de 146 K
- d) a partir de 300 K

23.- En las siguientes ecuaciones:

- I. $\text{C}_{(\text{grafito})} + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{g})$
- II. $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + \frac{5}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- III. $\text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$
- IV. $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$
- V. $\frac{2}{3} \text{O}_3(\text{g}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g})$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es la correcta?

- a) La ecuación IV corresponde a la formación de CO(g).
- b) Las ecuaciones I, III y V son ecuaciones de formación.
- c) Sólo una ecuación es de formación.
- d) Dos ecuaciones son de formación y una es de combustión.

24.- Con relación a las ecuaciones II y IV dadas en la pregunta anterior, la energía térmica generada a presión constante, comparada con la energía térmica generada a volumen constante, es:

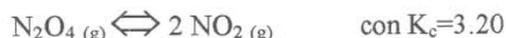
- a) mayor en II y menor en IV.
- b) menor en II y mayor en IV.
- c) menor en II y menor en IV.
- d) mayor en II y mayor en IV.

Dato: $\Delta H^\circ = \Delta E^\circ + RT\Delta n$

25.- Calcular el calor de combustión del carbono a monóxido de carbono, sabiendo que los calores de combustión del carbono a dióxido de carbono y el de combustión del monóxido de carbono son de -393.5 KJ y -283.0 KJ respectivamente.

- a) -110.5 KJ
- b) -221.6 KJ
- c) 340.0 KJ
- d) -123.5 KJ

26.- La siguiente reacción transcurre a 150°C



¿Cuál debe ser el volumen de la vasija en la que se realiza para que estén en equilibrio un mol de N_2O_4 y dos moles de NO_2 ?

- a) 1.60 litros
- b) 1.25 litros
- c) 0.80 litros
- d) 0.625 litros

27.- Calcular el pH de la disolución obtenida al mezclar 250 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,5 M con 300 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0,2 M. (suponiendo que los volúmenes son aditivos).

- a) $\text{pH} = 3.30$
- b) $\text{pH} = 5.76$
- c) $\text{pH} = 11.96$
- d) $\text{pH} = 13,24$

28.- Indicar que se debería hacer para neutralizar la disolución resultante del ejercicio anterior.

- a) añadir 12.5 mL de H_2SO_4
- b) añadir 5.8 mL de H_2SO_4
- c) añadir 6.8 mL de NaOH
- d) añadir 14.6 mL de NaOH

29.- Razonar si son ciertas o falsas las afirmaciones siguientes: *i*) una disolución de cloruro de amonio tiene un pH básico. *ii*) si se añade acetato de sodio a una disolución de ácido acético, el pH aumenta.

- a) Las dos son correctas
- b) Las dos no son correctas
- c) la primera es correcta y la segunda no
- d) la segunda es correcta y la primera no

30.- Razonar si son ciertas o falsas las afirmaciones siguientes: *i*) cuanto mayor sea la concentración inicial de ácido acético, mayor será la concentración de iones acetato en disolución. *ii*) el grado de disociación del ácido acético es independiente de la concentración inicial del ácido.

- a) Las dos son correctas
- b) Las dos no son correctas
- c) la primera es correcta y la segunda no
- d) la segunda es correcta y la primera no

31.- Ordenar en orden creciente de pH las disoluciones de los compuestos siguientes (todas las concentraciones son 0.1M). HCl, H₂SO₄, NaOH, NH₃, CH₃COOH

- a) HCl < H₂SO₄ < NaOH < NH₃ < CH₃COOH
- b) H₂SO₄ < HCl < CH₃COOH < NH₃ < NaOH
- c) H₂SO₄ < HCl < CH₃COOH < NaOH < NH₃
- d) H₂SO₄ < HCl < NH₃ < CH₃COOH < NaOH

32.- Una sosa cáustica comercial contiene hidróxido de sodio e impurezas que no tienen carácter ácido-base. Se disuelven 25.06 g de sosa cáustica comercial en agua hasta obtener un volumen total de 1 L de disolución. Se valoran 10 mL de esta disolución y se gastan 11.45 mL de ácido clorhídrico 0.5 M. Calcular el % en masa de hidróxido de sodio puro que contiene la sosa comercial sólida.

- a) 98.35 %
- b) 75.65 %
- c) 91.38 %
- d) 100 %

33.- Calcular la solubilidad del PbI₂ ($M = 461.0 \text{ g/mol}$) en g/l, si $K_s = 4.0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^3/\text{l}^3$.

- a) 8.91 g/l
- b) 9.22 g/l
- c) 20.30 g/l
- d) 9.93 g/l

34.- En una disolución tenemos en equilibrio con Ag₂CrO₄ sólido, cationes Ag⁺ en concentración $4.4 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ y aniones CrO₄²⁻ en concentración 0.100 M ¿Cuál es el producto de solubilidad del Ag₂CrO₄?

- a) $K_s = 1.9 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/\text{l}^3$
- b) $K_s = 1.2 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^3/\text{l}^3$
- c) $K_s = 1.8 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^3/\text{l}^3$
- d) $K_s = 1.3 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^3/\text{l}^3$

35.- ¿Cuál de los isómeros, *cis* y *trans*, del 1,2-dicloroetano posee momento dipolar?

- a) el *cis*
- b) el *trans*
- c) ninguno de los dos
- d) los dos

36.- El compuesto CH₃-CH₂-CH=CH₂ no presenta enlaces formados por el solapamiento de los orbitales híbridos:

- a) sp³-sp³
- b) sp²-sp³
- c) sp²-sp²
- d) sp-sp³

37.- ¿Qué sucedería con la presión de un gas si sus moléculas permanecieran estáticas?

- a) aumentaría la presión
- b) seguiría igual la presión
- c) descendería la presión
- d) sería nula la presión

38.- La masa atómica del aluminio es 27.0. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- a) La masa de un átomo de aluminio es 27.0 g.
- b) La masa de un átomo de aluminio es de 27.0 unidades de masa atómica.
- c) La masa de un átomo grammo de aluminio es de 27.0 g.
- d) Un átomo de aluminio es 27.0 veces más pesado que un átomo de ^{12}C .

39.- Dados los potenciales normales de reducción, E° de los siguientes pares:

$\text{Na}^+/\text{Na} = -2,71\text{V}$; $\text{Cl}_2/\text{Cl}^- = 1,36\text{V}$; $\text{K}^+/\text{K} = -2,92\text{V}$; $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34\text{V}$; indicar:

(i) El elemento químico más oxidante y el más reductor.

(ii) ¿Cuál es el mayor potencial normal que se puede formar con las distintas parejas de semielementos?

- a) i) cloro y potasio, respectivamente; ii) 4,28 V
- b) i) cloro y sodio, respectivamente; ii) 4,07 V
- c) i) potasio y cloro, respectivamente; ii) 4,07 V
- d) i) cloro y cobre, respectivamente; ii) 4,28 V

40.- Si se introducen masas iguales de oxígeno y nitrógeno gaseosos en recipientes de igual volumen y a la misma temperatura,

- a) Ambos recipientes tienen el mismo número de moléculas
- b) La presión en el recipiente del nitrógeno es mayor que en el del oxígeno
- c) En el recipiente de oxígeno hay mayor número de moléculas
- d) El nitrógeno tiene mayor energía cinética por mol