

Pruebas de la Olimpiada Nacional de Química

Ciudad Real, 1997

Cuestionario

Cuestionario Temático Nerea Iza
Dpto. Química Física I
Universidad Complutense

La respuesta correcta de cada pregunta está señalada con el símbolo >.

1. Señale la proposición correcta:

- a) En 22.4 L de oxígeno gaseoso, a 0° C y 1 atm, hay N (número de Avogadro) átomos de oxígeno.
- >b) En una reacción, el número total de átomos de los reactivos es igual al número total de los productos.
- c) En una reacción entre gases, el volumen total de los reactivos es igual al volumen total de los productos
(medidos a la misma P y T).
- d) En una reacción, el número total de moles de los reactivos es igual al número total de moles de los productos.
- e) El volumen de 16 g de oxígeno es igual al de 16 g de hidrógeno (a la misma P y T).

2. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de valores para n, l, m, s , representa una de las soluciones permitidas de la ecuación de ondas para el átomo de hidrógeno?

$n \ l \ m \ s$

- a) 2 0 3 -1/2
- >b) 2 0 0 +1/2
- c) 2 1 -1 +1/3
- d) 4 2 3 -1/2
- e) 5 6 1 +1/2

3. Señale la proposición correcta:

- >a) **El número de electrones de los iones Na⁺ es igual al de los átomos neutros del gas noble Ne.**
- b) El número atómico de los iones Na⁺ es igual al del gas noble Ne.
- c) Los iones Na⁺ y los átomos de gas noble Ne son isótopos.
- d) El número de protones de los iones ²³Na⁺ es igual al de los átomos de ²²Ne.
- e) La masa atómica de los iones ²³Na⁺ es igual a la de los átomos de ²²Ne.

4. Señale la proposición correcta:

- a) La longitud de onda característica de una partícula elemental depende de su carga.
- >b) **La transición n = 1 a n = 3 en el átomo de hidrógeno requiere más energía que la transición n = 2 a n = 5.**
- c) Dos fotones de $\lambda = 400$ nm tienen distinta energía que uno de $\lambda = 200$ nm.
- d) Los fotones de luz visible ($\lambda = 500$ nm) poseen menor energía que los de radiación infrarroja ($\lambda = 10000$ nm).
- e) Las energías de los electrones de H y He⁺ son iguales si el número cuántico n es el mismo.

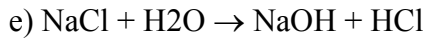
5. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de átomos neutros:

X : 1s² 2s² p⁶ ; Y : 1s² 2s²p⁵ 3s¹

- a) La configuración de Y corresponde a un átomo de sodio.
- >b) **Para pasar de X a Y se consume energía.**
- c) La configuración de Y representa a un átomo del tercer periodo.
- d) Las configuraciones de X e Y corresponden a diferentes elementos.
- e) La energía para arrancar un electrón es igual en X que en Y.

6. De las reacciones químicas que se formulan a continuación, indique la única que puede tener lugar:

- a) $\text{Ca}_3\text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Ca}^{2+}$
- b) $\text{Ca}_3\text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NH}_3 + 3\text{CaO}$
- >c) **$\text{Ca}_3\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NH}_3 + 3\text{Ca}(\text{OH})_2$**
- d) $4\text{Ca}_3\text{N}_2 + 9\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{HNO}_3 + 5\text{NH}_3 + 12\text{Ca}$



7. Dada la reacción : $\text{Cl}_2 + 2\text{NaI} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{I}_2$, de los siguientes enunciados señale el que considere correcto:

- a) La molécula de Cl_2 actúa como reductor.
- b) Los iones Na^+ actúan como oxidantes.
- >c) **El I_2 es el oxidante conjugado de los iones I^- .**
- d) Los iones Cl^- son los oxidantes conjugados del Cl_2 .
- e) El número de oxidación del cloro aumenta en esta reacción.

8. Si el número de moles de electrones, así como el de todas las especies químicas que intervienen en la reacción de una pila se multiplica por dos:

- a) El potencial de la pila se duplica.
- b) El potencial se reduce a la mitad.
- >c) **El potencial no varía.**
- d) El potencial se eleva al cuadrado.
- e) La intensidad de la corriente eléctrica permanece constante.

9. Los enlaces de hidrógeno:

- a) Aparecen siempre que hay un átomo de hidrógeno.
- b) Hacen disminuir, generalmente, las temperaturas de fusión y de ebullición.
- c) Aparecen en moléculas como H_2O , NH_3 y CH_4 .
- >d) **Son muy fuertes cuando el elemento unido al hidrógeno es muy electronegativo.**
- e) Poseen una energía de enlace superior a la de un enlace químico.

10. Para una reacción entre gases ideales del tipo: $2A \rightleftharpoons B + C$; $\Delta G^\circ = +20 \text{ kcal}$, a 25° C . Si partimos sólo de A, a

25° C y 1 atm, en ausencia de B y C:

- a) La reacción se produce hasta que $\Delta G^\circ = 0$, en cuyo caso $K_p = 1$.
- >b) **La reacción no se produce espontáneamente.**
- c) La reacción directa es siempre espontánea en todas las condiciones.

- d) Por ser gases ideales, el equilibrio no depende de la temperatura.
e) La constante de equilibrio no depende de la temperatura.

11. Dada la siguiente reacción: $CN^-(aq) + H_2O(l) \rightarrow HCN(aq) + OH^-(aq)$. Si K_a para el ácido HCN es 4.8×10^{-10} , y $K_w = 1 \times 10^{-14}$, la constante de equilibrio para la reacción anterior es:

- >a) **2.1×10^{-5}**
b) 2.1×10^{11}
c) -4.8×10^{-10}
d) 4.8×10^{-10}
e) 2.1×10^{-3}

12. Cuando se mezclan volúmenes iguales de disoluciones 0.1 M de $HClO_4$ y KNO_2 , el pH de la disolución resultante será:

- >a) **Entre 1 y 7.**
b) Igual al pKa del NO_2^-
c) Igual al pKa del HNO_2
d) Igual a 7.
e) Entre 7 y 13.

13. Una disolución reguladora contiene concentraciones iguales de un ácido débil, HA, y su base conjugada A^- . Si K_a para HA es 1.0×10^{-9} , el pH de la disolución reguladora es:

- a) 1.0
b) 7.0
c) 5.0
d) 13.0
>e) **9.0**

14. ¿Cuál de las siguientes disoluciones es una disolución reguladora con un pH mayor de 7? La constante K_a para el HCNO es 2.2×10^{-4} y K_b para el NH_3 es 1.7×10^{-5} .

- >a) **10 mL NH_3 0.1 M + 5.0 mL HCl 0.1 M**
b) 10 mL HCNO 0.1 M + 10 mL NaOH 0.1 M
c) Ninguna de estas.

- d) 10 mL HCNO 0.1 M + 5.0 mL NaOH 0.1 M
e) 10 mL NH₃ 0.1 M + 10 mL HCl 0.1 M

15. Calcule el producto de solubilidad del PbBr₂(s) si la solubilidad de ésta sal en agua a 25° C es 0.022 mol L⁻¹.

- a) 1.9x10⁻⁵
b) 1.1x10⁻⁵
>c) **4.3x10⁻⁵**
d) 9.7x10⁻⁴
e) 4.8x10⁻⁴

16. Para la reacción: Ag(OOCCH₃) (s) → Ag⁺(aq) + CH₃COO⁻(aq) , H es positivo. ¿Cuál de los siguientes cambios aumentará la solubilidad del acetato de plata en agua?

- a) Disminución de la temperatura.
>b) **Adición de ácido nítrico.**
c) Adición de acetato de plata.
d) Adición de agua.
e) Adición de acetato sódico.

17. Indique lo que ocurre cuando se mezclan 50 mL de AgNO₃(aq) 1.0 M y 50 mL de NaBrO₃ (aq) 0.01 M.

K_{ps} (AgBrO₃) es 5.8x10⁻⁵.

- >a) **Precipita espontáneamente AgBrO₃.**
b) El valor de K_{ps} aumenta en un factor de 43.
c) El valor de K_{ps} disminuye en un factor de 43.
d) No se produce precipitación.
e) Precipita espontáneamente NaNO₃.

18. ¿Cuál es el estado de oxidación del azufre en el ditionato sódico, Na₂S₂O₄ ?

- a) +8
b) -6

- c) +6
- >d) +3
- e) -3

19. Para la siguiente reacción: $MnO_2 + 2Cl^- + 4H^+ \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + 2H_2O$. Los agentes oxidante y reductor, respectivamente, son:

- a) Cl^- y Cl_2
- b) MnO_2 y Mn^{2+}
- c) Cl^- y MnO_2
- >d) **MnO_2 y Cl^-**
- e) Cl^- y H^+

20. Si la entalpía de vaporización del agua a $100^\circ C$ es 40.7 kJ mol^{-1} , calcule S para la condensación de 1.00 mol de $H_2O(g)$ a esta temperatura.

- a) 109 J K^{-1}
- b) 136 J K^{-1}
- >c) **-109 J K^{-1}**
- d) 40600 J K^{-1}
- e) -40600 J K^{-1}

21. Para la siguiente reacción: $PCl_5(g) \rightarrow PCl_3(g) + Cl_2(g)$. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- a) $\Delta G = \Delta H + T\Delta S$
- b) $\Delta S = 0$
- >c) **$\Delta S > 0$**
- d) $\Delta S^\circ = 0$ para $Cl_2(g)$
- e) $\Delta S < 0$

22. Para la siguiente reacción: $2Cu^+(aq) \rightarrow Cu(s) + Cu^{2+}(aq)$, el potencial estándar es 0.19 V a $25^\circ C$.

Sabiendo que $F = 96489 \text{ C}$, el valor de G° es:

- >a) **-18.33 kJ**
- b) -95.00 kJ
- c) +37.23 kJ
- d) +18.33 kJ
- e) -37.23 kJ

23. La energía libre de formación del NO(g) es 86.69 kJ mol⁻¹ a 25° C y 1atm. Sabiendo que R =8.314 J K⁻¹ mol⁻¹

la constante de equilibrio de la reacción: N₂(g) + O₂(g) → 2NO(g), es:

- a) 1.57x10⁻³¹
- b) 1.07x10³⁰
- c) 2.47x10³⁰
- d) 7.24x10⁻³¹
- >e) **4.06x10⁻³¹**

24. ¿Cuál de los siguientes iones será reducido por el ión Cr²⁺(aq) en condiciones estándar?. Los potenciales estándar de reducción (en voltios) son: E°(Pb²⁺/Pb) = -0.13; E°(Ca²⁺/Ca) = -2.87 ; E°(Al³⁺/Al) = -1.67 ; E°(Fe²⁺/Fe) = -0.44 ; E°(Zn²⁺/Zn) = -0.76 ; E°(Cr³⁺/Cr²⁺) = -0.42

- >a) **Pb²⁺(aq)**
- b) Ca²⁺(aq)
- c) Al³⁺(aq)
- d) Fe²⁺(aq)
- e) Zn²⁺(aq)

25. Los productos de la electrolisis de una disolución acuosa de H₂SO₄ son:

- a) H₂(g) y OH⁻(aq)
- b) Na(s) y O₂(g)
- c) O₂(g) y H⁺(aq)
- >d) **H₂(g) y O₂(g)**
- e) H₂(g) y H₂SO₃(aq)

26. El número atómico del Fe es 26. Si el Ru está exactamente debajo del Fe en la tabla periódica, el ión Ru(II) tiene una configuración periódica:

- a) d9
- b) d7
- c) d8
- d) d5
- >e) **d6**

27. Un isótopo del elemento K tiene número de masa 39 y número atómico 19. El número de electrones, protones y neutrones, respectivamente, para este isótopo es:

- a) 19, 20, 19
- b) 19, 39, 20
- c) 19, 19, 39
- >d) **19, 19, 20**
- e) 20, 19, 19

28. Para los siguientes compuestos, H₂O, KI, H₂S, CH₄. ¿Qué respuesta tiene los compuestos ordenados por valores decrecientes de puntos de ebullición?

- a) H₂O > KI > H₂S > CH₄
- b) KI > H₂O > CH₄ > H₂S
- >c) **KI > H₂O > H₂S > CH₄**
- d) KI > H₂S > H₂O > CH₄
- e) KI > CH₄ > H₂S > H₂O

29. Para la siguiente reacción: $P_4(s) + 5O_2(g) + 6H_2O(l) \rightarrow 4H_3PO_4(l)$. Si reaccionan 40.0 g de O₂(g) con P₄(s) y sobran 8.00 g de O₂(g) después de la reacción, ¿cuántos gramos de P₄(s) se quemaron?

Masas atómicas: O = 16; P = 31

- a) 8.00
- b) 37.2
- c) 48.0
- d) 31.0

>e) **24.8**

30. Se disuelven 12.8 g de carbonato sódico en la cantidad de agua suficiente para preparar 325 mL de disolución. La concentración de esta disolución en mol L⁻¹ es:

a) 3.25

b) 0.121

c) 0.0393

>d) **0.372**

e) 12.8

Masas atómicas: O = 16; C = 12; Na = 23

31. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más baja?

a) Ne

b) F

c) He

>d) **Li**

e) O

32. La geometría de una molécula que no tiene enlaces múltiples, y que tiene un átomo central con dos pares de electrones enlazantes y un par solitario, es

>a) **Angular.**

b) Piramidal triangular.

c) Lineal.

d) Tetraédrica.

e) Triangular plana.

33. La forma geométrica de la molécula de formaldehído, H₂CO, es:

a) Lineal.

>b) **Triangular plana.**

c) Angular.

d) Piramidal triangular.

e) Tetraédrica.

34. ¿Cuántos enlaces y enlaces hay ,respectivamente, en la molécula de $F_2C=CF_2$?

>a) **5 y 1**

b) 4 y 2

c) 5 y 2

d) 4 y 1

e) 6 y 0

35. Utilice la teoría de orbitales moleculares para predecir cuál de las siguientes especies tiene la mayor energía de enlace.

a) OF^+

b) NO^-

>c) **CF^+**

d) NF

e) O_2

36. Los calores molares de vaporización de los halógenos, X_2 , aumentan de arriba a abajo en la tabla periódica debido a:

a) Fuerzas ión-dipolo.

>b) **Fuerzas de London.**

c) Fuerzas coulombicas.

d) Fuerzas dipolo-dipolo.

e) Enlace de hidrógeno.

37. Calcule la concentración de agua en la fase gas a $25^\circ C$, si la presión de vapor de agua a esta temperatura es 3.17 kPa . La constante $R = 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

a) 0.0313 M

>b) **0.00128 M**

c) 0.0884 M

d) 55.4 M

e) 0.142 M

38. Para la siguiente reacción: $4\text{NH}_3(\text{g}) + 7\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Si inicialmente $[\text{N}_2\text{O}_4] = [\text{H}_2\text{O}] = 3.60 \text{ mol L}^{-1}$, y en el equilibrio la concentración de agua que queda sin reaccionar es $[\text{H}_2\text{O}] = 0.60 \text{ mol L}^{-1}$, calcule la concentración de equilibrio de $\text{NH}_3(\text{g})$ en mol L^{-1} .

a) 3.00

>b) **2.00**

c) 2.40

d) 0.90

e) Se necesita la constante de equilibrio para el cálculo.

39. Para la siguiente reacción: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$, $H = +58.2 \text{ kJ}$. ¿Cuál de las siguientes modificaciones producirá un aumento en la concentración de $\text{NO}_2(\text{g})$?

>a) **Un aumento de la temperatura.**

b) Una disminución del volumen.

c) La concentración de $\text{NO}_2(\text{g})$ permanecerá constante ya que está en el equilibrio.

d) Un aumento de la presión.

e) Una disminución de la temperatura.

40. La posición de equilibrio no se ve afectada apreciablemente por cambios en el volumen del recipiente para la reacción:

>a) **$\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}(\text{g})$**

b) $\text{P}_4(\text{s}) + 6\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{PCl}_3(\text{l})$

c) $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$

d) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{s}) \rightarrow 2\text{HI}(\text{g})$

e) $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g})$

41. Para la reacción: $\text{NH}_2\text{CO}_2\text{NH}_4(\text{s}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$, en el equilibrio la presión total del gas es 0.843 atm a 400K . La constante de equilibrio K_p a esta temperatura es:

a) 0.0222

b) 0.00701

c) 0.843

>d) **0.0888**

e) 0.599

42. La semirreacción que ocurre en el ánodo durante la electrolisis de cloruro sódico fundido es:

a) $\text{Na}^+(\text{l}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{l})$

b) $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(\text{l})$

c) $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^-$

>d) **$2\text{Cl}^-(\text{l}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$**

e) $\text{Na}(\text{l}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{l}) + \text{e}^-$

43. La temperatura crítica en un diagrama de fases para una sustancia pura es:

a) La temperatura a la que tiene lugar el punto triple.

b) La temperatura a la que termina la curva de sublimación.

c) La temperatura a la que el sólido, líquido y gas existen en equilibrio.

>d) **La temperatura por encima de la cual el gas no se puede licuar por aumento de presión**

.

e) La temperatura a la que termina la curva de puntos de fusión.

44. El punto de ebullición normal de un líquido es:

a) Ninguno de estos.

b) La temperatura a la que la presión de vapor iguala a la presión atmosférica.

c) La temperatura por encima de la cual un gas no puede ser condensado.

>d) La temperatura a la que su presión de vapor es igual a una atmósfera.

e) La temperatura a la que se alcanza el equilibrio entre el líquido y el gas.

45. Si 2.07×10^{22} átomos de un determinado elemento pesan 2.48 g, su masa molecular en g mol⁻¹ es:

a) 5.13

b) 36.0

>c) **72.1**

d) 22.4

e) 144