

SI ENCUENTRAS ALGÚN ERROR COMUNÍCALO, POR FAVOR, AL CORREO DE LA PÁGINA WEB.



CUESTIONES DE QUÍMICA.

Contestar verdadero o falso a cada cuestión. Razona la respuesta.

1. Las disoluciones de KCl son ácidas.

F. Son neutras pues ni el K^+ (ácido muy débil) ni el Cl^- (base muy débil) hidrolizan.

2. Para una misma concentración tienen menor pH las disoluciones de ácido fuerte que las de ácido débil.

V. Si la concentración es la misma son más ácidas las de ácido fuerte. Menor pH.

3. Si mezclamos dos disoluciones de ácido clorhídrico el pH disminuye.

F. En una mezcla de disoluciones de HCl el pH final está entre los de las disoluciones mezcladas.

4. Si tenemos disoluciones de la misma concentración de HCl, HCOOH, NH_4Cl , KCN, NH_3 y KOH. Están ordenadas por pH creciente.

V. HCl → ácido fuerte. HCOOH → ácido débil. NH_4Cl → sal de hidrólisis ácida ($NH_4^+ + H_2O \rightarrow NH_3 + H_3O^+$), KCN → sal de hidrólisis básica ($CN^- + H_2O \rightarrow HCN + OH^-$), NH_3 → base débil, KOH → base fuerte.

5. La molécula de H_2S es polar.

V. Según RPECV es tipo AB_2E_2 , por tanto, es angular. Teniendo enlaces HS polares, la molécula es polar. Según la teoría de hibridación el S es sp^3 , por tanto, es angular. Teniendo enlaces HS polares, la molécula es polar.

6. El punto de fusión del agua es mayor que el del CO_2 .

V. Ambas son moléculas covalentes moleculares. En el agua se dan fuerzas por puente de hidrógeno, más intensas que las de Van der Waals del CO_2 , por tanto, el agua tiene mayor punto de fusión.

7. La molécula de metano es trigonal plana.

F. Según RPECV es tipo AB_4 , por tanto, es tetraédrica. Según la teoría de hibridación el C es sp^3 , por tanto, es tetraédrica.

8. Según la teoría RPECV el agua es AB_2E .

F. El O en la molécula de agua tiene dos pares de electrones sin compartir, por tanto, es AB_2E_2 .

9.- El CaS es más soluble que el KCl.

F. Ambos son compuestos iónicos. A mayor energía reticular menor solubilidad. En el CaS (Ca^{++} , S^{2-}) las cargas de los iones son mayores que en el KCl (K^+ , Cl^-), por tanto, su energía reticular es mayor.

10. Las disoluciones de formiato sódico son básicas.

V. En el HCOONa el ión HCOO^- produce hidrólisis básica,
 $\text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCOOH} + \text{OH}^-$

11. El PCl_3 es apolar.

F. Según RPECV es tipo AB_3E , por tanto, es pirámide trigonal. Teniendo enlaces P-Cl polares, la molécula es polar. Según la teoría de hibridación el P es sp^3 , por tanto, es pirámide trigonal. Teniendo enlaces P-Cl polares, la molécula es polar

12. Los números cuánticos (2, 1, 1, $\frac{1}{2}$) corresponden a un electrón 2d.

F. El número cuántico principal es $n = 2$ (nos da el nivel) y el secundario es $l = 1$, lo que implica orbital p.

13. Una reacción exotérmica con aumento de entropía es siempre espontánea.

V. Según la relación $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, si una reacción es exotérmica ($\Delta H < 0$) y aumenta la entropía ($\Delta S > 0$), ΔG es negativo y la reacción es espontánea.

14. Las especies F^- y Na^+ son isoelectrónicas, siendo mayor el F^- .

V. Ambos iones tienen 10 electrones. El fluoruro tiene solo 9 protones, por tanto, los electrones están menos atraídos por el núcleo. El fluoruro es mayor.

15. La reacción de formación del CO_2 es: $\text{CO} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

F. Una reacción de formación tiene como producto la sustancia formada y como reactivos los elementos que la forman en su estado natural. $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)}$

16. Un mol de sodio en condiciones normales ocupa 22'4 L.

F. El sodio en condiciones normales no es un gas.

17. El grafito es un compuesto covalente atómico.

V. El grafito está formado por átomos de C unidos por enlaces covalentes.

18. Cuanto mayor es la energía reticular de un compuesto iónico mayor es su solubilidad.

F. A mayor energía reticular menor solubilidad.

19. La configuración electrónica del Na ($1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$) es incorrecta.

F. No es la configuración en el estado fundamental, pero es correcta. Es una configuración en un estado excitado.

20. Si mezclamos 30 mL. de disolución de HCl 1M. con 15 mL. de disolución de KOH 2M. Obtenemos una disolución de pH 7.

V. $\left\{ \begin{array}{l} 30 \text{ mL. de disolución de HCl 1M son } 0'03 \text{ moles de HCl.} \\ 15 \text{ mL. de disolución de KOH 2M son } 0'03 \text{ moles de KOH.} \end{array} \right.$

La reacción es: $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$. Al final no sobra ni ácido ni base, sino que lo que tenemos es una disolución de KCl que es neutra pues no se produce hidrólisis.

21. En un orbital p caben 6 electrones.

F. En un orbital atómico solo caben 2 electrones.

22. La segunda energía de ionización de un átomo siempre es mayor que la primera.

V. Tras perder un electrón los electrones de la última capa están más atraídos por el núcleo, por tanto, más cuesta arrancar un electrón.

23. Si reaccionan 30 g. de Zn con 200 mL. de HCl 1 N. el reactivo limitante es el Zn.

4

F. La reacción es: $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

$$\left\{ \begin{array}{l} 30 \text{ g. Zn. } \frac{1 \text{ mol de Zn}}{65'37 \text{ g. Zn}} = 0'46 \text{ mol} \\ 0'2 \text{ L. } \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ l.}} = 0'2 \text{ moles de HCl} \rightarrow \frac{0'2}{2} = 0'1 \end{array} \right.$$

El limitante es el HCl.

24. Si la constante de equilibrio es negativa, la reacción no tiene lugar.

F. La constante de equilibrio no puede ser negativa, pues es un cociente de molaridades.

25. La fórmula empírica del butano es C_4H_{10} .

F. Esta es la fórmula molecular, la empírica sería simplificada. C_2H_5 .

26. La afinidad electrónica del K es mayor que la de Ca.

F. En un periodo al aumentar el número atómico aumenta la carga nuclear efectiva. El Ca tiene mayor afinidad electrónica que el K.

27. El átomo de Ca es mayor que el de Se.

V. En un periodo al aumentar el número atómico aumenta la carga nuclear efectiva. El Ca es mayor que el Se.

28. Hay reacciones que al aumentar la presión no se afecta el equilibrio.

V. Si $\Delta n = 0$ ni la presión ni el volumen afectan al equilibrio.

29. Una disolución de HCl 10^{-8} M. tiene pH 8.

F. Las disoluciones de HCl no pueden ser básicas.

30. Las moléculas con enlaces polares son polares.

F. Los momentos dipolares de los enlaces se pueden anular por simetría, dando lugar a una molécula apolar. Ejemplos, el metano, el BH_3 ...

31. Los números cuánticos (3, 2, -1, -1/2) no son posibles.

F. Si son correctos.

32. En la reacción $\text{C}_{(s)} + \text{CO}_2_{(g)} \rightarrow 2 \text{CO}_{(g)}$; $\Delta H > 0$:

a. Aumentar la temperatura aumenta la producción de CO.

- b. Añadir un catalizador aumenta la producción de CO.
 c. Variar la presión no afecta al equilibrio.
 d. Variar la presión no afecta a la constante de equilibrio.

V. Según el principio de Le Charelier al aumentar la temperatura se desplaza en sentido endotérmico, a productos.
 F. El catalizador no afecta al equilibrio.
 F. Según el principio de Le Charelier al aumentar la presión, disminuyendo el volumen, se desplaza en sentido de menor número de moles de gas. En este caso a reactivos. El C al ser sólido no lo tenemos en cuenta.
 V. La constante solo se afecta con la temperatura.

33. Las reacciones exotérmicas son espontáneas.

F. Solo si hay aumento de entropía. Ver cuestión 13.

34. La molécula de H₂ es lineal.

V. Todas las moléculas diatómicas son, obviamente lineales.

35. El BCl₃ es muy soluble en agua.

F. Según RPECV el BCl₃ es del tipo AB₃ y tiene geometría trigonal plana. Teniendo enlaces BCl polares, los momentos dipolares de los enlaces se anulan por simetría. La molécula es apolar, no soluble en agua.

36. Todos los carbonos del butano tienen hibridación sp³.

V. Los C con todos sus enlaces simples tienen hibridación sp³.

37. Todos los carbonos del 1 - buteno tienen hibridación sp³.

F. Los C con un doble enlaces tienen hibridación sp².

38. La K_c de la reacción $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$ es el doble que la de $3/2 \text{H}_2 + 1/2 \text{N}_2 \rightleftharpoons \text{NH}_3$.

$$F. \begin{cases} K_1 = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3[\text{N}_2]} \\ K_2 = \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{H}_2]^{\frac{3}{2}}[\text{N}_2]^{\frac{1}{2}}} \end{cases} \rightarrow K_1 = (K_2)^2$$

39. Al llegar al equilibrio, la reacción se detiene.

F. La reacción se sigue produciendo. La velocidad de la reacción directa y la de la inversa se igualan al llegar al equilibrio, pero siguen produciéndose.

40. El CCl_3H es apolar pues es tetraédrica.

F. Si que es tetraédrica como el metano pero los momentos dipolares de los enlaces, en este caso, no se anula. La molécula es, pues, polar.

41. El KCl es más soluble en agua que el CO_2 .

V. Pues el KCl es un compuesto iónico y el CO_2 es covalente molecular. Los iónicos son más solubles.

42. En un mol de NaCl hay $6'023 \cdot 10^{23}$ moléculas.

F. Los compuestos iónicos no están constituidos por moléculas.

43. Al fundir ácido benzoico se vencen fuerzas de Van der Waals.

F. En el ácido benzoico hay enlaces O-H, por tanto, se dan fuerzas por puente de hidrogeno, que son las que se vencen al fundirlo.

44. El amoniaco es una molécula polar.

V. El N tiene hibridación sp^3 , la molécula tiene forma de pirámide trigonal, con enlaces polares N-H, siendo la molécula polar. Según RPECV el amoniaco es AB_3E , la molécula tiene forma de pirámide trigonal, con enlaces polares N-H, siendo la molécula polar.

45. En el ánodo de una pila se da la reducción.

F. Se da la oxidación. En el ánodo ponemos siempre el elemento de menor potencial de reducción, que se oxida más fácilmente.

46. El K es mayor que el Na.

V. En un grupo al aumentar el número atómico los electrones de la capa de valencia están más alejados del núcleo. El K es mayor que el Na.

47. La solubilidad del CaO es mayor que la del KI .

F. La energía reticular del CaO es mayor (mayor carga de los iones) que la del KI . Es más soluble el KI .

48. Al disolver KCl se rompen enlaces iónicos.

V. Pues el KCl es un compuesto iónico.

49. Hay moléculas polares con todos sus enlaces apolares.

F. Con enlaces apolares la molécula será siempre apolar.

50. Estas configuraciones son todas correctas. $1s^2 2p^1$; $1s^2 1p^6 2s^2 2p^6 3s^1$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

F. $1s^2 2p^1$ correcta, estado excitado. $1s^2 1p^6 2s^2 2p^6 3s^1$ incorrecta, no hay orbitales 1p. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ correcta, estado fundamental.

51. Kc y Kp son siempre distintas.

F. $K_p = K_c \cdot (R.T)^{\Delta n} \rightarrow$ Si $\Delta n = 0$ $K_c = K_p$.

52. Las reacciones endotérmicas son no espontáneas.

F. Según la relación: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ si una reacción es endotérmica ($\Delta H > 0$) con aumento de entropía ($\Delta S > 0$) el signo de ΔG depende de la temperatura.

53. Al disminuir, a temperatura constante, el volumen, la Kc de equilibrio de una reacción exotérmica aumenta.

F. Si T es constante la Kc también.

54. La afinidad electrónica del Cl es mayor que la del I.

V. En un grupo al aumentar el número atómico los electrones de la capa de valencia están más alejados del núcleo. La afinidad electrónica del Cl es mayor.

55. La masa de 10 moles de amoníaco es de 170 g.

V. 10 moles de amoníaco. $\frac{17 \text{ g.}}{1 \text{ mol de amoníaco}} = 170 \text{ g.}$

56. En el átomo de Na hay más electrones desapareados que en el Cl.

F. Ambos tienen un solo electrón desapareado. Haz la configuración por cajas.

57. El Vanadio es el metal más ligero con tres electrones desapareados.

V. Haz la configuración por cajas.

58. Las moléculas AB_3 , como el PH_3 , son polares.

F. Las moléculas AB_3 son apolares. El PH_3 es AB_3E , polar.

59. El HClO_4 es un ácido más fuerte que el HClO_3 .

V. La acidez de los ácidos oxácidos de un mismo elemento aumenta con el número de oxidación del mismo.

60. La acidez de una disolución aumenta al añadir agua.

F. Si la disolución es acida, al añadir agua, aumenta el pH. Si la disolución es básica, al añadir agua, disminuye el pH.

61. Si al aumentar la temperatura de una reacción se desplaza a productos, es que es exotérmica.

F. Según el principio de Le Chatelier, al aumentar la T se favorecen los procesos endotérmicos.

62. En la reacción $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ por cada 3 g. de H_2 se forman 2 g. de NH_3 .

F. Los números del ajuste representan moles, moléculas o volúmenes (solo si todo son gases).

63. La energía de activación de la reacción directa es menor que la de la reacción inversa.

F. Sería cierto si la reacción fuera exotérmica.

64. Las reacciones espontáneas son rápidas.

F. Hay reacciones espontáneas que son lentas como la fusión del hielo a 1° .

65. La constante de equilibrio no tiene unidades.

F. Si tiene unidades. $(\text{mol/L})^{\Delta n}$

66. El elemento cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4s^1$ es un alcalino.

F. La configuración electrónica dada es la excitada de $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. Se trata de un boroide.

67. El elemento cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ es un halógeno.

V. Los halógenos son todos np^5 .

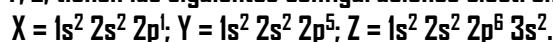
68. Las disoluciones de NH_4NO_3 son básicas.

F. Son ácidas pues el ión amonio produce hidrólisis. $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$.

69. Si la K_c de una reacción es elevada, ésta se produce a gran velocidad.

F. Si la K_c es elevada la reacción está desplazada a productos. No tiene relación con la velocidad.

70. Los átomos neutros X, Y, Z, tienen las siguientes configuraciones electrónicas:



- Indica el grupo y período en el que se encuentran.
- Ordénalos, razonadamente, de mayor a menor electronegatividad.
- ¿Cuál es el de mayor potencial de ionización?

- X: boroideo. Y: Halogeno. Z: Alcalinoterreo.
- $Y > X > Z$. En un periodo, al aumentar el número de oxidación aumenta la carga nuclear efectiva. En un grupo, al aumentar el número atómico los electrones de la última capa están más alejados del núcleo.
- Como b).

71. Dado el equilibrio: $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{C}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$ $\Delta H > 0$.

Señala, razonadamente, cuál de las siguientes medidas produce un aumento de la concentración de monóxido de carbono:

- Elevar la temperatura.
- Retirar vapor de agua de la mezcla en el equilibrio.
- Introducir H_2 en la mezcla en equilibrio.

Solo elevar T. Según el principio de Le Chatelier, aumentar la T favorece procesos endotérmicos.

72. En un matraz vacío se introducen igual número de moles de H_2 y N_2 que reaccionan según la ecuación: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$.

Justifica si, una vez alcanzado el equilibrio, las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Hay doble número de moles de amoníaco que los que había inicialmente de N_2 .
- La presión parcial de nitrógeno será mayor que la presión parcial de H_2 .
- La presión total será igual a la presión de amoníaco elevada al cuadrado.

- F. Si la reacción fuera completa sería cierto, pero la reacción no es completa. Hay doble número de moles de NH_3 que de los que reaccionan de N_2 .
- V. Si partimos del mismo número de moles, al llegar al equilibrio queda más N_2 que H_2 .
- F. Será suma de las presiones parciales.

73. Dado el elemento de $Z = 19$:

- Escribe su configuración electrónica.
- Indica a qué grupo y período pertenece.

c) ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
 b) Cuarto periodo, primer grupo. Es un alcalino, el K.
 c) $(4, 0, 0, \pm 1/2)$.

74. Justifica las siguientes afirmaciones:

- a) A 25 °C y 1 atm, el agua es un líquido y el sulfuro de hidrógeno es un gas.
 b) El etanol es soluble en agua y el etano no lo es.
 c) En condiciones normales el flúor y el cloro son gases, el bromo es líquido y el yodo sólido

a) Ambos son compuestos covalentes moleculares. En el agua se dan fuerzas intermoleculares por puente de hidrógeno mientras que en el H₂S estas fuerzas son de tipo Van der Waals, menores.

b) El etanol es polar y forma puentes de hidrogeno, lo que lo hace soluble en agua. El etano es apolar, por tanto, insoluble en agua.

c) Todos son compuestos covalentes moleculares. En todos ellos aparecen fuerzas débiles de Van der Waals. Cuanto mas pesadas son las moléculas, en estas condiciones, mas alto es el punto de fusión y ebullición.

75. La configuración electrónica de un átomo excitado de un elemento es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$.

Razona cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas y cuáles falsas para ese elemento:

- a) Pertenece al grupo de los alcalinos.
 b) Pertenece al período 5 del sistema periódico.
 c) Tiene carácter metálico.

Su configuración en el estado fundamental sería: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

- a) Sí, pertenece a los alcalinos ($4s^1$)
 b) No, pertenece al 4º. Mirar la configuración fundamental, no la excitada.
 c) Sí, como todos los alcalinos.

76. En los siguientes compuestos: BCl₃, SiF₄ y BeCl₂.

- a) Justifica la geometría de estas moléculas mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
 b) ¿Qué orbitales híbridos presenta el átomo central?

a)b) BCl₃, molécula del tipo AB₃, es trigonal plana. El átomo de B tiene hibridación sp². SiF₄, molécula del tipo AB₄, es tetraédrica. El átomo de Si tiene hibridación sp³. BeCl₂, molécula del tipo AB₂, es lineal. El átomo de Be tiene hibridación sp.

77. Se ha comprobado experimentalmente que la reacción $2A + B \rightarrow C$ es de primer orden respecto al reactivo A y de primer orden respecto al reactivo B.

- a) Escribe su ecuación de velocidad.
 b) ¿Cuáles el orden total de la reacción?

c) ¿Qué factores pueden modificar la velocidad de reacción?

- a) $v = k [A][B]$
 b) $1 + 1 = 2$
 c) La naturaleza de los reactivos (estado de agregación, concentración...), la temperatura, la presencia de catalizadores...

78. Dadas las configuraciones electrónicas externas: $n s^1$; $ns^2 np^1$; $ns^2 np^6$:

- a) Identifica el grupo del S. P. Al que pertenece cada una de ellas.
 b) Para el caso de $n = 4$, escribe la configuración electrónica completa del elemento de cada uno de esos grupos y nómbralo.

- a) $n s^1 \rightarrow$ alcalinos; $ns^2 \rightarrow$ alcalinotérreos; $np^1 \rightarrow$ boroideos; $ns^2 np^6 \rightarrow$ gases nobles.
 b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, potasio; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, calcio; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^1$, galio; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6$, kriptón.

79. Dadas las especies químicas Cl_2 , HCl y CCl_4 :

- a) Indica el tipo de enlace que existirá en cada una.
 b) Justifica si los enlaces están polarizados.
 c) Razona si dichas moléculas serán polares o apolares.
- a) En todas, los enlaces son covalentes.
 b) En el Cl_2 , apolar. En las otras los enlaces son polares.
 c) Cl_2 molécula apolar. HCl , molécula polar. CCl_4 , molécula tetraédrica apolar, los momentos dipolares de los enlaces se anulan por simetría.

80. Las disoluciones de KCN son neutras.

F. Son básicas pues el ión CN^- hidroliza con el agua ($CN^- + H_2O \rightarrow HCN + OH^-$) provocando un aumento de la $[OH^-]$.

81. De acuerdo con la teoría de Brønsted el carácter básico del amoníaco, en disolución acuosa, se debe a que capta un OH^- de la molécula de agua.

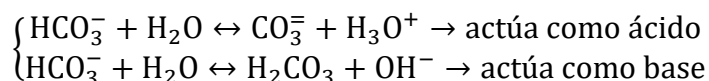
F. Las bases de acuerdo con la teoría de Brønsted, captan H^+ .

82. Si el pH de una disolución de ácido monoprótico fuerte es 2,7, la concentración molar de la disolución respecto a dicho ácido estará comprendida entre 0'001 y 0'01.

V. Basta hacer los cálculos $\begin{cases} [HA] = 0'01 \rightarrow pH = 2 \\ [HA] = 0'001 \rightarrow pH = 3 \end{cases}$

83. En disoluciones acuosas el electrolito HCO_3^- se comporta como anfótero.

V. Anfótero: en disolución acuosa presenta tanto carácter ácido como carácter básico.



84. El $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ y el HCOOCH_3 son isómeros de cadena.

F. Son isómeros de función.

85. Un catalizador actúa aumentando la energía de activación y variando la ΔH de la reacción.

F. Si varía la energía de activación pero no varía ΔH de la reacción.

86. Las moléculas del tipo AB_2 , como el SO_2 y el CO_2 , son lineales.

F. La molécula de SO_2 es del tipo AB_2E , que es angular.

87. Los iones F^- y O^{2-} son isoelectrónicos.

V. Tienen el mismo número de electrones, 10 e⁻.

88. El ión S^{2-} es de mayor tamaño que el átomo de S.

V. Los iones negativos son mayores que los átomos correspondientes, pues al tener más electrones en la última capa, aumenta la repulsión entre ellos.

89. El grado de disociación de un ácido débil aumenta al añadir OH^- a la disolución.

V. Reacción de un ácido débil en medio acuoso: $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

Al añadir OH^- , éste reacciona con el H_3O^+ , y según el principio de Le Chatelier la reacción $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ se desplaza a productos, aumentando la disociación del ácido.

90. El ión más probable de ${}_{38}\text{Sr}$ es ${}_{40}\text{Sr}^{++}$.

F. Sería ${}_{38}\text{Sr}^{++}$ manteniendo el número de protones, pues al formar el ión pierde electrones para adquirir estructura electrónica de gas noble.

91. Si el pH de una disolución se incrementa en 2 unidades, la concentración de protones se multiplica por 100.

F. Si aumenta el pH disminuye la acidez y disminuye la concentración de H^+ . Según la ecuación: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ si se aumenta dos unidades el pH tenemos $10^{-(\text{pH} + 2)} = 10^{-\text{pH}} \cdot 10^{-2}$ es decir queda dividida por 100.

92. Si una disolución de ácido fuerte se neutraliza exactamente con otra de base fuerte, el pH resultante es nulo.

F. La disolución resultante será la de una sal de ácido fuerte y base fuerte que no hidroliza. $\text{pH} = 7$.

93. El pH de una disolución de un ácido no puede superar el valor de 7.

V. Siempre que hablemos de 25°C pues a otras temperaturas el producto iónico del agua varía, siendo $\text{pH}_{\text{neutro}} = 7,47$ a 0°C . En estas circunstancias un ácido podría tener, por ejemplo, $\text{pH} 7,2$, y la afirmación sería falsa.

94. La molécula que forman $_{11}\text{A}$ y $_{17}\text{B}$ es iónica.

V. Se trata del NaCl , compuesto iónico (enlace de no metal con metal).

95. La molécula que forman $_{11}\text{A}$ y $_{17}\text{B}$ es más soluble en agua que la formada por $_{11}\text{A}$ y $_{35}\text{X}$.

F. Ambos son compuestos iónicos, NaCl (Na^+ y Cl^-) y NaBr (Na^+ y Br^-). La energía reticular del NaCl es mayor que la del NaBr ($R_{\text{Br}^-} > R_{\text{Cl}^-}$), por tanto, el NaCl es menos soluble que el NaBr .

96. El ión S^{2-} tiene dos neutrones más que el S .

F. Tiene dos electrones más que el S .

97. La geometría trigonal plana del PH_3 hace que los momentos dipolares de la molécula se anulen por simetría.

F. El PH_3 tiene geometría de pirámide trigonal.

98. Al variar la presión la constante K_p varía dependiendo de los coeficientes estequiométrico.

F. La constante de equilibrio es independiente de los cambios de presión.

99. Las constantes de equilibrio de las reacciones siguientes son iguales.



F. Si escribes ambas veras que $K_1 = (K_2)^2$.

100. Si el orden de una reacción respecto al compuesto A es 1, la velocidad de la reacción no depende de la concentración de A .

F. $v = k \cdot [\text{A}]$, si depende de $[\text{A}]$.

101. En la reacción $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ se da una disminución de entropía.

F. En el miembro de productos solo hay gases, aumenta la entropía.

102. Si mezclamos cantidades estequiométricas de un ácido y una base al final el pH será neutro.

F. Si una de las dos o las dos son débiles el pH no será neutro pues se producirá hidrólisis.

102. A doble concentración de ácido fuerte mitad de pH.

F. $pH [HCl] = 0.1 M$ es 1. $pH [HCl] = 0.2 M$ es 0.7.

103. Los elementos con potencial de electrodo negativo se disuelven en HCl 1 M.

V. El potencial de la reacción $X + HCl \rightarrow \text{catión } X + H^+ + Cl^-$ será positivo. La reacción será espontánea.

104. En el ánodo de una pila se da la reacción de oxidación.

V. El ánodo es el polo negativo y es donde se produce la oxidación.

105. Los isótopos de un elemento se diferencian en el número de neutrones y, por tanto, también en los electrones.

F. Solo en los neutrones.

106. Si la entalpia de la reacción $3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3$ vale p, la entalpia molar de descomposición del amoníaco vale - p.

F. La entalpia molar de descomposición es por mol descompuesto y si giramos la reacción del enunciado se descomponen dos moles. La respuesta sería $-p/2$.

107. Al fundir agua rompemos los enlaces covalentes O - H.

F. No hay rotura de enlaces, se vencen fuerzas intermoleculares por puente de H.

108. En un mol de agua hay las mismas moléculas que en un mol de CO_2

V. Tratándose de dos compuestos covalentes moleculares en un mol hay N_A moléculas. N_A (n° de Avogadro) = $6.023 \cdot 10^{23}$

109. En un mol de agua hay las mismas moléculas que en un mol de KCl.

F. El KCl es un compuesto iónico y no está constituido por moléculas.
CARLOS ALCOVER GARAU. LICENCIADO EN CIENCIAS QUÍMICAS (U.I.B.) Y DIPLOMADO EN TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS (I.A.T.A.).

110. Un mol de CO₂ en C.N. ocupa 22'4 L.

V. Pues el CO₂ en C.N. es un gas.

111. Una reacción exotérmica con disminución de entropía es espontánea a cualquier temperatura.

F. $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$, el signo de ΔG será negativo (reacción espontánea) por debajo de una determinada temperatura.

112. El ión más estable del átomo X de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^4$ es X⁻.

V. Su configuración pasaría a ser de gas noble $1s^2 2s^2 2p^6$.

113. El butano y el metilpropano son isómeros.

V. Son compuestos distintos con la misma fórmula molecular. Son isómeros de cadena.

114. Si mezclamos mismas cantidades de dos disoluciones de HCl una 1 M. y la otra 2 M. tenemos una disolución 3 M.

F. La disolución sería 1'5 M. Haz los cálculos.

115. Cuanto más diluida es una disolución más se parecen la molaridad y la molalidad.

V.
$$\left\{ \begin{array}{l} M = \frac{\% \text{ d. } 1000}{100 \cdot M_{\text{molecular}}} \\ m = \frac{\% \cdot 1000}{(100 - \%) M_{\text{molecular}}} \end{array} \right.$$
 En las disoluciones diluidas el % es pequeño y la densidad es próxima a 1 g/mL.

116. El ácido perclórico es más fuerte que el clórico.

V. En este caso la fuerza del ácido depende del n^o de oxidación del Cl, 7+ en el perclórico y 5+ en el clórico.

117. 2L. de dión 1 M. de HCl tienen mayor pH que 1 L. de dión 1 M. de HCl.

F. El pH depende de la molaridad del ácido no del volumen.

118. Si añadimos agua a una disolución de pH = 3 éste aumenta.

V. Estamos diluyendo la concentración, disminuye la molaridad.

119. Si añadimos suficiente agua a una disolución de pH = 3 éste puede llegar a valer 8.

F. Si tiene pH = 3 es la disolución de un ácido. Por mucha agua que añadamos no será nunca básico pH = 8.

120. Si duplicamos las concentraciones iniciales de reactivos en una reacción reversible, la constante de equilibrio se duplica.

F. La cte. de equilibrio no depende de las concentraciones iniciales de reactivos.

121. La espontaneidad de la reacción $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{O}_{2(g)}$; $\Delta H < 0$ depende de la temperatura.

F. La formación de un gas aumenta el desorden del sistema. La reacción tiene $\Delta S > 0$. Según la relación $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, si $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$, el signo de ΔG será negativo, será siempre espontánea.

122. La masa de una molécula de agua es $2,99 \cdot 10^{-23}$ g.

V.

$$1 \text{ molécula de agua} \cdot \frac{1 \text{ mol de agua}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} \cdot \frac{18 \text{ g. de agua}}{1 \text{ mol de agua}} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

123. Al aumentar el pH de una disolución de hidróxido de Mg, la solubilidad del hidróxido aumenta.

F. $\text{Mg}(\text{OH})_2 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}^{++} + 2\text{OH}^-$ si aumentamos el pH, aumenta la concentración de OH^- (producto). Según el principio de Le Chatelier la reacción se desplaza a reactivos, disminuye la solubilidad del hidróxido.

124. Una reacción endotérmica con disminución de entropía es siempre no espontánea.

V. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, el signo de ΔG será positivo siempre (reacción no espontánea).

125. Si al aumentar la T, una reacción reversible se desplaza a productos es que es exotérmica.

F. Es endotérmica, pues según el principio de Le Chatelier, al aumentar la T el equilibrio se desplaza en el sentido endotérmico, para consumir el exceso de calor.

126. Si al aumentar la T en una reacción reversible se aumenta Kc es que es exotérmica.

F. Aumentar Kc significa que se desplaza a productos, será endotérmica. Ver 125.

127. Si al aumentar la P aumenta Kc en una reacción reversible es que hay mayor nº de moles de gas entre los reactivos.

F. Variar la presión no hace variar K_c , que depende de la T y de los coeficientes estequiométricos

128. En una reacción química, al agotarse el reactivo limitante ésta se detiene.

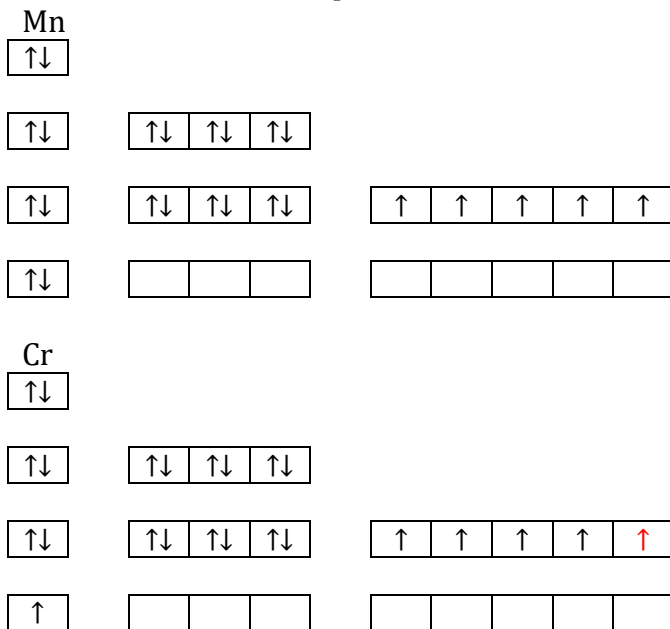
V. Al agotarse un reactivo la reacción no puede darse.

129. Cuando una reacción química llega al equilibrio se detiene.

F. La reacción, al llegar al equilibrio, continúa produciéndose. La velocidad de la reacción directa es la misma que la de la reacción inversa y las concentraciones de las sustancias reaccionantes no varían, aparentemente está detenida.

130. El Cr y el Mn son los elementos del 4º periodo con más electrones desapareados.

F. El Cr tiene uno mas que el Mn.



El electrón en rojo debería estar en el nivel 4s pero promociona al 3d para aportar más estabilidad al átomo.

131. La probeta se emplea para medir el volumen exacto de los líquidos.

F. Mide volúmenes aproximados. La pipeta y la bureta sí miden volúmenes exactos.

132. En 12,23 mg de cobre (63'5 g./mol.) hay $1,16 \cdot 10^{20}$ átomos.

V.

$$12'23 \text{ mg. Cu} \cdot \frac{1 \text{ g.}}{1000 \text{ mg.}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{63'5 \text{ g.}} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 1,16 \cdot 10^{20} \text{ átomos}$$

133. Si el potencial de reducción de A es mayor que el de B, entonces, A se oxida con más facilidad.

F. Se oxidan más fácilmente los de menor potencial de reducción.

134. Si el potencial de reducción de A es mayor que el de B, entonces, la disolución de una sal de A ataca a B.

F. Cation $A + B \rightarrow A + \text{cation } B$ $E_{\text{reacción}} = E_{\text{ox.}} - E_{\text{red.}} < 0$ no hay reacción.

135. La tercera energía de ionización del Li es menor que la cuarta.

F. El Li solo tiene tres electrones, por tanto, solo tiene tres energías de ionización.

136. El elemento cuya configuración es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$ pertenece al grupo del Boro.

F. Su configuración electrónica fundamental sería $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Sería un alcalinotérreo.

137. La base conjugada de un ácido fuerte es débil.

V. Si la constante de un ácido es muy grande (ácido fuerte) la constante de su base conjugada ($K_b = 10^{-14}/K_a$) es muy pequeña (base débil).

138. La base conjugada de un ácido débil es fuerte.

F. Si la constante de un ácido es pequeña (ácido débil) la constante de su base conjugada ($K_b = 10^{-14}/K_a$) es también pequeña (base débil). La K_a del acético es $1,8 \cdot 10^{-5}$, si calculamos la de su base conjugada (ión acetato) K_b da $5,56 \cdot 10^{-10}$ que evidentemente es débil.

139. Para preparar una disolución acuosa diluida a partir de una concentrada basta calentar para eliminar agua.

F. Al calentar se puede perder antes el soluto que el agua. Disolución de un gas.

140. Las moléculas del tipo AB_2E_2 tienen 4 nubes electrónicas y son, por tanto, tetraédricas.

F. Son angulares como el agua.

141. Las moléculas del tipo AB_4 tienen 4 nubes electrónicas y son, por tanto, tetraédricas.

V. Como el metano.

142. En el doble enlace $C = C$ hay un enlace π y otro σ .

V. Hay un enlace σ ($sp^2 - sp^2$) y uno π ($p - p$).

143. El P en la molécula de PCl_5 tiene hibridación sp^3d .

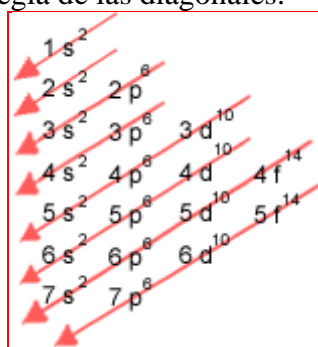
V. El P tiene 5 nubes electrónicas a su alrededor ($5 + 0$) y tiene hibridación sp^3d , dando a la molécula geometría de bipirámide trigonal.

144. El N en la molécula de NCl_5 tiene hibridación sp^3d .

F. En el 2º nivel no hay orbitales d. El N no puede tener hibridación sp^3d .

145. Los orbitales 4d son más energéticos que los 6s.

Los 4d $\begin{cases} n = 4 \\ d = 2 \end{cases}$ son $n + l = 6$. Los 6s $\begin{cases} n = 6 \\ s = 0 \end{cases}$ son $n + l = 6$. A igual $n + l$ son más energéticos los de mayor n . Los 6s son más energéticos que los 4d. También nos podríamos haber basado en la regla de las diagonales.



146. Si un mol de H_2 ocupa 22'4 L. y está a 1 atm de presión, entonces su T es 273 K.

V. Si está en C.N. un mol ocupa 22'4 L. $T = 273$ K y $P = 1$ atm. son C. N.

147. La reacción $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$ es redox.

F. No varían los números de oxidación de los elementos implicados.

148. A igual temperatura y concentración, en una reacción endotérmica la reacción directa es más rápida que la inversa.

F. La directa, en una reacción endotérmica, tiene mayor energía de activación.

149. Según la estructura de Lewis del ácido nítrico, éste tiene un enlace covalente coordinado N - O.

V.

150. Al añadir a una disolución de hidróxido de Mg una sal soluble de Mg, la solubilidad del hidróxido aumenta.

F. $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}^{++} + 2\text{OH}^-$ si añadimos una sal de Mg, aumenta la concentración de Mg^{++} (producto). Según el principio de Le Chatelier la reacción se desplaza a reactivos, disminuye la solubilidad del hidróxido.

151. Las reacciones entre gases no es necesario ajustarlas.

F. Todas las reacciones deben ser ajustadas, siguiendo el principio de conservación de masa.

152. La espontaneidad de la reacción de formación del amoníaco ($\Delta H < 0$) depende de la temperatura.

V. La reacción de formación del amoníaco es: $3\text{H}_{2(\text{g})} + \text{N}_{2(\text{g})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{g})}$ Al disminuir el número de moles de gas la reacción tiene $\Delta S < 0$. Según la relación $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, si $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, el signo de ΔG depende del valor de T.

153. Si duplicamos las concentraciones iniciales de reactivos en una reacción, la velocidad de ésta se duplica.

F. Depende de los órdenes de reacción.

154. Un electrón situado en un orbital 2p podría representarse por los siguientes números cuánticos $(2, 1, 0, \frac{1}{2})$.

V. Los dos primeros n° son corresponden a un orbital 2p.

155. Un elemento químico que presente propiedades químicas similares al C tiene configuración electrónica en su capa de valencia $ns^2 np^2$

V. Si tiene propiedades químicas similares al C es que pertenece al grupo del C ($ns^2 np^2$)

156. Si un elemento químico que pertenece al grupo 2 pierde dos electrones, adquiere configuración de gas noble.

V. La configuración electrónica de la capa de valencia del grupo 2 es ns^2 , si pierde los dos electrones queda con configuración de gas noble.

157. El pH de una disolución de amoníaco aumenta al añadir cloruro de amonio.

F. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$. Al añadir cloruro de amonio el equilibrio se desplaza a reactivos (P. de Le Chatelier). Disminuye la concentración de OH^- , disminuyendo el pH.

158. La presencia de un enlace doble C = C en el cloro eteno hace que éste tenga isomería cis - trans.

F. Para tener isomería cis - trans con un C = C en un mismo C no puede haber dos sustituyentes iguales.

159. Una disolución saturada es siempre concentrada.

F. Si el soluto es poco soluble, se alcanza la saturación con pequeñas concentraciones.

160. Los siguientes compuestos están ordenados por orden creciente de acidez (suponer mismas concentraciones y temperaturas). KOH, NH₃, NH₄Cl, KCl, HCOOK.

F. El NH₄Cl produce hidrólisis ácida ($\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$), mientras que el HCOOK produce hidrólisis básica ($\text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCOOH} + \text{OH}^-$). El orden sería: KOH, NH₃, HCOOK, KCl, NH₄Cl.