



---

# **PROBLEMAS Y CUESTIONES DE LAS OLIMPIADAS DE QUÍMICA**

---

**(VOLUMEN 3: CUESTIONES DE  
ÁCIDO-BASE, PRECIPITACIÓN Y  
ELECTROQUÍMICA)**

**SERGIO MENARGUES  
FERNANDO LATRE  
NOVIEMBRE 2011**



## **INTRODUCCIÓN**

*El aprendizaje de la Química constituye un reto al que se enfrentan cada año los, cada vez más escasos, estudiantes de 2º de bachillerato que eligen las opciones de “Ciencias”, “Ciencias de la Salud” e “Ingeniería y Arquitectura”. Esto también constituye un reto para los profesores que, no solo deben ser capaces de buscar la forma más eficaz para explicar esta disciplina, sino además, inculcar el interés que nace del reconocimiento del papel que juega la Química en la vida y en el desarrollo de las sociedades humanas.*

*En este contexto, las Olimpiadas de Química suponen una herramienta muy importante ya que ofrecen un estímulo, al fomentar la competición entre estudiantes procedentes de diferentes centros y con distintos profesores y estilos o estrategias didácticas.*

*Esta colección de cuestiones y problemas surgió del interés por parte de los autores de realizar una recopilación de los exámenes propuestos en diferentes pruebas de Olimpiadas de Química, con el fin de utilizarlos como material de apoyo en sus clases de Química. Una vez inmersos en esta labor, y a la vista del volumen de cuestiones y problemas reunidos, la Comisión de Olimpiadas de Química de la Asociación de Químicos de la Comunidad Valenciana consideró que podía resultar interesante su publicación para ponerlo a disposición de todos los profesores y estudiantes de Química a los que les pudiera resultar de utilidad. De esta manera, el presente trabajo se propuso como un posible material de apoyo para la enseñanza de la Química en los cursos de bachillerato, así como en los primeros cursos de grados del área de Ciencia e Ingeniería. Desgraciadamente, no ha sido posible -por cuestiones que no vienen al caso- la publicación del material. No obstante, la puesta en común de la colección de cuestiones y problemas resueltos puede servir de germen para el desarrollo de un proyecto más amplio, en el que el diálogo, el intercambio de ideas y la compartición de material entre profesores de Química con distinta formación, origen y metodología, pero con objetivos e intereses comunes, contribuya a impulsar el estudio de la Química.*

*En el material original se presentan los exámenes correspondientes a las últimas Olimpiadas Nacionales de Química (1996-2011) así como otros exámenes correspondientes a fases locales de diferentes Comunidades Autónomas. En este último caso, se han incluido sólo las cuestiones y problemas que respondieron al mismo formato que las pruebas de la Fase Nacional. Se pretende ampliar el material con las contribuciones que realicen los profesores interesados en impulsar este proyecto, en cuyo caso se hará mención explícita de la persona que haya realizado la aportación.*

*Las cuestiones son de respuestas múltiples y se han clasificado por materias, de forma que al final de cada bloque de cuestiones se indican las soluciones correctas. Los problemas se presentan completamente resueltos. En la mayor parte de los casos constan de varios apartados, que en muchas ocasiones se podrían considerar como problemas independientes. Es por ello que en el caso de las Olimpiadas Nacionales se ha optado por presentar la resolución de los mismos planteando el enunciado de cada apartado y, a continuación, la resolución del mismo, en lugar de presentar el enunciado completo y después la resolución de todo el problema. En las cuestiones y en los problemas se ha indicado la procedencia y el año.*

*Los problemas y cuestiones recogidos en este trabajo han sido enviados por:*

*Juan A. Domínguez (Canarias), Juan Rubio (Murcia), Luis F. R. Vázquez y Cristina Pastoriza (Galicia), José A. Cruz, Nieves González, Gonzalo Isabel (Castilla y León), Ana Tejero (Castilla-La Mancha), Pedro Márquez (Extremadura), Pilar González (Cádiz), Ángel F. Sáenz de la Torre (La Rioja), José Luis Rodríguez (Asturias), Matilde Fernández (Baleares), Fernando Nogales (Málaga).*

*Finalmente, los autores agradecen a Humberto Bueno su ayuda en la realización de algunas de las figuras incluidas en este trabajo.*

*Los autores*

**8. ÁCIDO-BASE**

8.1. Un hidróxido metálico anfótero se caracteriza porque es:

- a) Soluble en ácidos y bases fuertes pero insoluble en disoluciones acuosas neutras.
- b) Soluble en ácidos y bases fuertes y también en disoluciones acuosas neutras.
- c) Soluble en ácidos fuertes y en disoluciones acuosas neutras pero insoluble en bases fuertes.
- d) Soluble únicamente en exceso de base fuerte.
- e) Insoluble en disoluciones acuosas a cualquier valor de pH.

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

Un anfótero es una sustancia que es capaz de reaccionar con ácidos y bases. Si reacciona quiere decir que se disuelve en disoluciones de estas sustancias.

La respuesta correcta es la **a**.

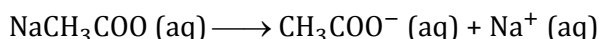
8.2. Calcule el pH de una disolución de acetato sódico 1,0 M.

- a) 9,38
- b) 2,38
- c) 5,38
- d) 4,77
- e) 7,00

(Dato.  $K_a$  para el ácido acético =  $1,7 \cdot 10^{-5}$ )

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

El acetato de sodio,  $\text{NaCH}_3\text{COO}$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido débil conjugado de la base fuerte  $\text{NaOH}$  por lo que no se hidroliza.

El ion  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , es la base conjugada del ácido débil  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y se hidroliza según la ecuación:



La constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato es:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-5}} = 5,9 \cdot 10^{-10}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-] \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx 1,0 \text{ M}$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$5,9 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{1,0} \longrightarrow [\text{OH}^-] = 2,4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log(2,4 \cdot 10^{-5}) = 4,62 \longrightarrow \text{pH} = 14 - 4,62 = \mathbf{9,38}$$

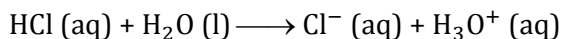
La respuesta correcta es la **a**.

8.3. El pH de una disolución  $10^{-8}$  M del ácido fuerte HCl es:

- a) 6,98
- b) 8,00
- c) 7,00
- d) 1,00
- e) 10,00

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Asturias 2011)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las ionizaciones existentes son:



Las constantes de equilibrio de ambas reacciones son:

$$K_a = \infty$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

El balance de materia correspondiente al HCl es:

$$[\text{HCl}]_0 = [\text{Cl}^-] = c$$

El balance de cargas (condición de electroneutralidad) en la disolución es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-]$$

Sustituyendo el valor de  $[\text{OH}^-]$  en la expresión de  $K_w$  se obtiene:

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - c$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] ([\text{H}_3\text{O}^+] - c)$$

$$10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+] ([\text{H}_3\text{O}^+] - 10^{-8}) \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]^2 - 10^{-8} [\text{H}_3\text{O}^+] - 10^{-14} = 0$$

Se obtiene:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,05 \cdot 10^{-7} \text{ M} \longrightarrow \text{pH} = -\log(1,05 \cdot 10^{-7}) = \mathbf{6,98}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(En Asturias 2011 la concentración del HCl es  $2,3 \cdot 10^{-8}$  M).

8.4. Ordene los siguientes ácidos desde el más fuerte al más débil.

- a) HF,  $\text{HSO}_4^-$ , ácido acético
- b) Ácido acético,  $\text{HSO}_4^-$ , HF
- c)  $\text{HSO}_4^-$ , HF, ácido acético
- d) Ácido acético, HF,  $\text{HSO}_4^-$
- e) HF, ácido acético,  $\text{HSO}_4^-$

Datos.  $\text{p}K_a$  (ácido acético) = 4,76;  $\text{p}K_a$  ( $\text{HSO}_4^-$ ) = 1,99;  $\text{p}K_a$  (HF) = 3,17.

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

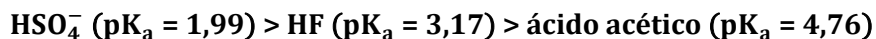
La fuerza de un ácido viene determinada por el valor de su constante de acidez,  $K_a$ . Cuanto mayor es este valor mayor es la fuerza del ácido.

El  $\text{p}K_a$  de un ácido se define como:

$$\text{p}K_a = -\log K_a$$

Por tanto, un ácido será tanto más fuerte cuanto menor sea el valor de su  $pK_a$ .

Los ácidos dados ordenados de más fuerte a más débil son:



La respuesta correcta es la **c**.

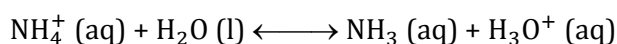
8.5. ¿Cuál de las siguientes sales forma una disolución ácida cuando se disuelve en agua?

- a)  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
- b)  $\text{NH}_4\text{F}$
- c)  $\text{NH}_4\text{CN}$
- d)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
- e)  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

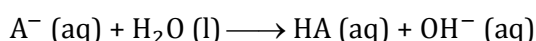
(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004)

Se trata de cinco sales amónicas de ácidos débiles por lo que se produce una hidrólisis doble.

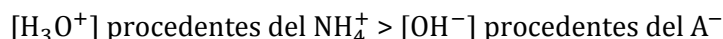
La hidrólisis del ion amonio:



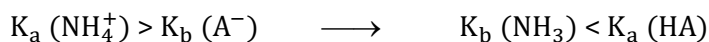
La hidrólisis de los aniones:



Para que la disolución sea ácida debe cumplirse la condición de que:



Para que eso ocurra es preciso que:



Consultando la bibliografía, de todos los ácidos dados el único que tiene una constante de acidez mayor que la de basicidad del  $\text{NH}_3$  ( $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ) es el HF ( $K_a = 6,6 \cdot 10^{-4}$ ). Por tanto, la sal que produce una disolución ácida es  **$\text{NH}_4\text{F}$** .

La respuesta correcta es la **b**.

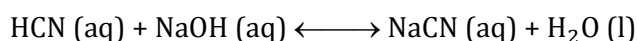
8.6. En la valoración de un ácido débil con una base fuerte, el pH en el punto de equivalencia es:

- a) 14
- b) 7,0
- c) Menor que 7.
- d) Mayor que 7.
- e) Igual que el  $pK_a$  del ácido débil.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Asturias 2011)

El pH del punto final de una volumetría viene dado por las sustancias existentes en ese momento en la disolución.

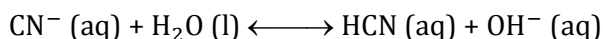
En el caso de la valoración de un ácido débil, por ejemplo HCN, con una base fuerte, por ejemplo NaOH, la ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambos es:



La sustancia existente en el punto de equivalencia es el NaCN, una sal procedente de ácido débil y base fuerte. En disolución acuosa se encuentra en forma de iones:

El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido débil conjugado de la base fuerte  $\text{NaOH}$  por lo que no se hidroliza.

El ion  $\text{CN}^-$ , es la base conjugada del ácido débil  $\text{HCN}$  y se hidroliza según la ecuación:



Como al final sólo existen iones  $\text{OH}^-$  en la disolución, el **pH > 7**.

La respuesta correcta es la **d**.

8.7. ¿Cuál de las siguientes mezclas acuosas no es una verdadera disolución reguladora? El volumen total es un litro.

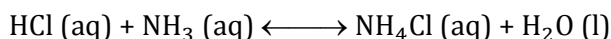
- a) 1,0 mol de  $\text{NH}_3$  + 0,5 mol de  $\text{KOH}$ .
- b) 1,0 mol de  $\text{NH}_3$  + 0,5 mol de  $\text{HCl}$ .
- c) 1,0 mol de  $\text{NH}_3$  + 0,5 mol de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .
- d) 1,0 mol de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  + 0,5 mol de  $\text{KOH}$ .
- e) Ninguna de estas disoluciones.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Asturias 2011)

Una disolución reguladora está formada un ácido o base débil y una sal que contenga la base o el ácido conjugado de éstos.

a) La reacción química entre  $\text{NH}_3$  y  $\text{KOH}$  no es posible ya que se trata de dos bases. **No pueden formar una disolución reguladora.**

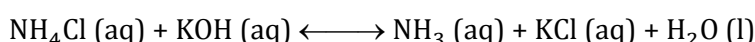
b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre  $\text{NH}_3$  y  $\text{HCl}$  es:



Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 0,5 moles de  $\text{HCl}$ , esta sustancia es limitante y consume 0,5 moles de  $\text{NH}_3$ . Al final de la reacción quedan 0,5 moles de  $\text{NH}_3$  sin reaccionar y 0,5 moles de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  formados. Dicha mezcla constituye una disolución reguladora.

c) Una mezcla de  $\text{NH}_3$  y  $\text{NH}_4\text{Cl}$  constituye ya directamente una disolución reguladora.

d) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre  $\text{NH}_4\text{Cl}$  y  $\text{KOH}$  es:



Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 0,5 moles de  $\text{KOH}$ , esta sustancia es limitante y consume 0,5 moles de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Al final de la reacción quedan 0,5 moles de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  sin reaccionar y 0,5 moles de  $\text{NH}_3$  formados. Dicha mezcla constituye una disolución reguladora.

La respuesta correcta es la **a**.

8.8. Dada la siguiente reacción:



Si  $K_a$  para el ácido  $\text{HCN}$  es  $4,8 \cdot 10^{-10}$ , y  $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$ , la constante de equilibrio para la reacción anterior es:

- a)  $2,1 \cdot 10^{-5}$
- b)  $2,1 \cdot 10^{11}$
- c)  $-4,8 \cdot 10^{-10}$
- d)  $4,8 \cdot 10^{-10}$
- e)  $2,1 \cdot 10^{-3}$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)



La constante de basicidad del ion cianuro (hidrólisis) es:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,8 \cdot 10^{-10}} = \mathbf{2,1 \cdot 10^{-5}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

8.9. Cuando se mezclan volúmenes iguales de disoluciones 0,1 M de  $\text{HClO}_4$  y  $\text{KNO}_2$ , el pH de la disolución resultante será:

- a) Entre 1 y 7.
- b) Igual al  $\text{p}K_a$  del  $\text{NO}_2^-$ .
- c) Igual al  $\text{p}K_a$  del  $\text{HNO}_2$ .
- d) Igual a 7.
- e) Entre 7 y 13.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

Si se mezclan un ácido fuerte,  $\text{HClO}_4$ , con una base débil,  $\text{KNO}_2$ , la ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambos es:



Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente volúmenes iguales de disoluciones de la misma concentración, se trata de cantidades estequiométricas por lo que se consumen completamente y al final sólo quedan los productos formados.

El  $\text{KClO}_4$ , es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte, por tanto sus iones no se hidrolizan.

El  $\text{HNO}_2$ , es un ácido débil capaz de producir iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ , por tanto, el pH de la disolución es  $\mathbf{1 < \text{pH} < 7}$ .

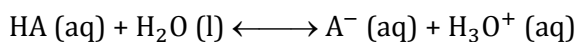
La respuesta correcta es la **a**.

8.10. Una disolución reguladora contiene concentraciones iguales de un ácido débil (HA) y su base conjugada ( $\text{A}^-$ ). Si  $K_a$  para HA es  $1,0 \cdot 10^{-9}$ , el pH de la disolución reguladora es:

- a) 1,0
- b) 7,0
- c) 5,0
- d) 13,0
- e) 9,0

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por un ácido HA y una sal que contiene la base conjugada  $\text{A}^-$  es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]}$$

Si  $[\text{ácido}] = [\text{base}]$  se obtiene:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{ácido}]}{[\text{base}]} = 1,0 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log (1,0 \cdot 10^{-9}) = \mathbf{9,0}$$

La respuesta correcta es la e.

8.11. ¿Cuál de las siguientes disoluciones es una disolución reguladora con un pH mayor de 7?

- a) 10 mL  $\text{NH}_3$  0,1 M + 5,0 mL HCl 0,1 M.  
 b) 10 mL HCNO 0,1 M + 10 mL NaOH 0,1 M.  
 c) 10 mL HCNO 0,1 M + 5,0 mL NaOH 0,1 M.  
 d) 10 mL  $\text{NH}_3$  0,1 M + 10 mL HCl 0,1 M.  
 e) Ninguna de estas mezclas.

(Datos.  $K_a$  para el HCNO =  $2,2 \cdot 10^{-4}$  y  $K_b$  para el  $\text{NH}_3$  =  $1,7 \cdot 10^{-5}$ )

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

Una disolución reguladora está formada un ácido o base débil y una sal que contenga la base o el ácido conjugado de estos.

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre  $\text{NH}_3$  y HCl es:



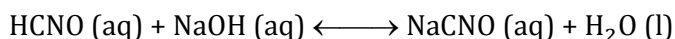
El número de mmoles de cada especie es:

$$5 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M}} = 0,5 \text{ mmol HCl}$$

$$10 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,1 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol NH}_3$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 0,5 mmoles de HCl, esta sustancia es limitante y consume 0,5 mmoles de  $\text{NH}_3$ . Al final de la reacción quedan 0,5 mmoles de  $\text{NH}_3$  sin reaccionar y 0,5 mmoles de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  formados. **Dicha mezcla constituye una disolución reguladora básica.**

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCNO y NaOH es:



El número de mmoles de cada especie es:

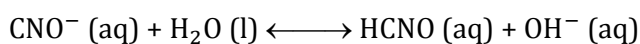
$$10 \text{ mL HCNO } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol HCNO}}{1 \text{ mL HCNO } 0,1 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol HCNO}$$

$$10 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción sólo quedan 1,0 mmoles de NaCNO formados.

El NaCNO es una sal procedente de ácido débil y base fuerte:

- El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido débil conjugado de la base fuerte NaOH por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{CNO}^-$ , es la base conjugada del ácido débil HCNO y se hidroliza según la ecuación:



Aunque el pH > 7, **no se obtiene una disolución reguladora básica.**

c) En este caso el número de mmoles de cada especie es:

$$10 \text{ mL HCNO } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol HCNO}}{1 \text{ mL HCNO } 0,1 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol HCNO}$$

$$5 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}} = 0,5 \text{ mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 0,5 mmoles de NaOH, esta sustancia es limitante y consume 0,5 mmoles de HCNO. Al final de la reacción quedan 0,5 mmoles de HCNO sin reaccionar y 0,5 mmoles de NaCNO formados. **Dicha mezcla constituye una disolución reguladora ácida.**

d) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NH<sub>3</sub> es:



El número de mmoles de cada especie es:

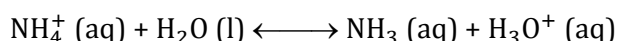
$$10 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol HCl}$$

$$10 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,1 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol NH}_3$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción sólo quedan 1,0 mmoles de NH<sub>4</sub>Cl formados.

El NH<sub>4</sub>Cl es una sal procedente de ácido débil y base fuerte:

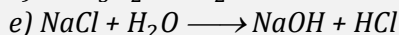
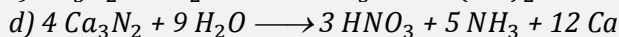
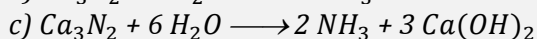
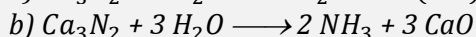
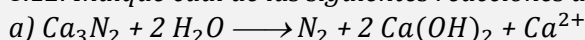
- El ion Cl<sup>-</sup>, es la base débil conjugada del ácido fuerte HCl por lo que no se hidroliza.
- El ion NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, es el ácido conjugado de la base débil NH<sub>3</sub> y se hidroliza según la ecuación:



El pH < 7, y **no se obtiene una disolución reguladora básica.**

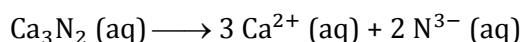
La respuesta correcta es la **a**.

8.12. Indique cuál de las siguientes reacciones de hidrólisis es la correcta:

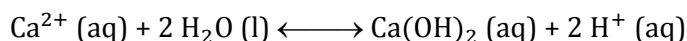


(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Madrid 2011)

En las cuatro primeras reacciones se plantea la posible hidrólisis del Ca<sub>3</sub>N<sub>2</sub>, especie que disuelta en agua se disocia según la ecuación:



La hidrólisis del ion calcio:



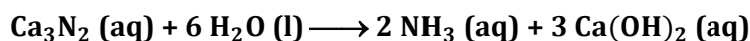
La hidrólisis del ion nitruro:



Multiplicando cada ecuación por el número de iones que se hidrolizan:



Sumando ambas ecuaciones, y simplificando el agua, se obtiene:



La ecuación propuesta en el apartado e) es absurda ya que la reacción tiene lugar en sentido contrario.

La respuesta correcta es la c.

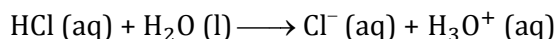
(En la cuestión propuesta en Ávila 2009 se sustituye el apartado e) por el f).

8.13. El pH de una disolución 0,012 molar de ácido clorhídrico es:

- a) 1,2
- b) 2,4
- c) Ligeramente inferior a 2.
- d) Falta un dato.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2011)

El ácido clorhídrico, HCl, es un ácido monoprótico fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la ecuación:



Considerando 1 L de disolución:

$$0,012 \text{ mol HCl} \frac{1 \text{ mol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ mol HCl}} = 0,012 \text{ mol H}_3\text{O}^+$$

El pH de esta disolución es:

$$\text{pH} = -\log (0,012) = \mathbf{1,9}$$

La respuesta correcta es la c.

8.14. El carácter básico del amoníaco se debe a:

- a) Que el nitrógeno tiene grado de oxidación +3.
- b) La posición del nitrógeno en el sistema periódico.
- c) La ausencia de oxígeno en la molécula.
- d) El par de electrones sin compartir del nitrógeno.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2011)

Una base de Lewis es toda especie química que posee pares de electrones solitarios que puede compartir con un ácido.

Como se observa en la estructura de Lewis, el NH<sub>3</sub> posee un par de electrones solitarios por lo que se trata de una base de Lewis:



La respuesta correcta es la **d**.

8.15. ¿Cuál es el pH de una disolución de  $\text{NH}_4\text{Br}$  0,3 M?

- a) 5,29
- b) 8,71
- c) 4,88
- d) 9,74
- e) 9,11

(Dato.  $K_b \text{ NH}_3 = 1,7 \cdot 10^{-5}$ )

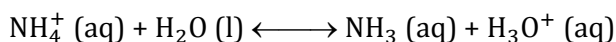
(O.Q.N. Burgos 1998)

El bromuro de amonio,  $\text{NH}_4\text{Br}$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



El ion  $\text{Br}^-$ , es la base débil conjugada del ácido fuerte HBr por lo que no se hidroliza.

El ion  $\text{NH}_4^+$ , es el ácido conjugado de la base débil  $\text{NH}_3$  y se hidroliza según la ecuación:



La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-5}} = 5,9 \cdot 10^{-10}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{NH}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{NH}_4^+] \approx 0,3 \text{ M}$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$5,9 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,3} \quad \longrightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log (1,3 \cdot 10^{-5}) = \mathbf{4,88}$$

La respuesta correcta es la **c**.

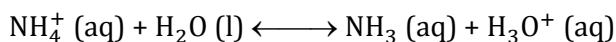
8.16. ¿Cuál de las siguientes sales forma una disolución básica cuando se disuelve en agua?

- a)  $\text{NH}_4\text{NO}_2$      $K_a (\text{HNO}_2) = 4,6 \cdot 10^{-4}$
- b)  $\text{NH}_4\text{CNO}$      $K_a (\text{HCNO}) = 1,2 \cdot 10^{-4}$
- c)  $\text{NH}_4\text{ClO}$      $K_a (\text{HClO}) = 3,7 \cdot 10^{-8}$
- d)  $\text{NH}_4\text{F}$      $K_a (\text{HF}) = 7,2 \cdot 10^{-4}$
- e)  $\text{NH}_4\text{Cl}$      $K_b (\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

(O.Q.N. Burgos 1998)

Se trata de cinco sales amónicas de ácidos débiles por lo que se produce una hidrólisis doble.

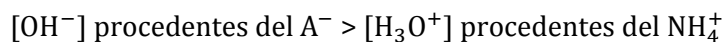
La hidrólisis del ion amonio:



La hidrólisis de los aniones:



Para que la disolución sea básica debe cumplirse la condición de que:



Para que eso ocurra es preciso que:



De todos los ácidos dados el único que tiene una constante de acidez menor que la de basicidad del  $\text{NH}_3$  ( $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ) es el  $\text{HClO}$  ( $K_a = 3,7 \cdot 10^{-8}$ ). Por tanto, la sal que produce una disolución básica es  **$\text{NH}_4\text{ClO}$** .

La respuesta correcta es la **c**.

8.17. ¿Cuál de las siguientes disoluciones acuosas forma una disolución reguladora cuando se mezclan los dos reactivos en cantidades apropiadas?

- a)  $\text{HCl} + \text{NaCl}$
- b)  $\text{NaCN} + \text{NaCl}$
- c)  $\text{HCN} + \text{NaCl}$
- d)  $\text{NaCN} + \text{HCN}$
- e)  $\text{HNO}_3 + \text{HCl}$

(O.Q.N. Burgos 1998)

Una disolución reguladora está formada un ácido o base débil y una sal que contenga la base o el ácido conjugado de estos.

- a) No se trata de una disolución reguladora ya que el  $\text{HCl}$  es un ácido fuerte y no reacciona con el  $\text{NaCl}$  para formar un ácido débil.
- b) No se trata de una disolución reguladora ya que las dos sales propuestas no reaccionan entre sí para formar un ácido débil.
- c) No se trata de una disolución reguladora ya que el  $\text{HCN}$  es un ácido demasiado débil como para formar  $\text{NaCN}$  a partir del  $\text{NaCl}$ .
- d) En las proporciones adecuadas,  **$\text{NaCN} + \text{HCN}$  forman una disolución reguladora.**
- e) No se trata de una disolución reguladora ya que hay dos ácidos fuertes y ninguna sal derivada de ellos.

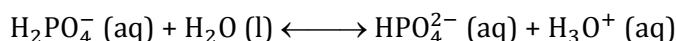
La respuesta correcta es la **d**.

8.18. Para el ion  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  el  $pK_a$  es 7,21. Calcule el pH de 1 L de una disolución reguladora que contiene 0,50 mol de  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  y 0,50 mol de  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , después de la adición de 0,05 mol de  $\text{KOH}$ .

- a) 7,12
- b) 7,29
- c) 7,75
- d) 7,16
- e) 7,21

(O.Q.N. Burgos 1998)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por el ácido  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  y una sal que contiene su base conjugada  $\text{HPO}_4^{2-}$  es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de *Henderson-Hasselbach* que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

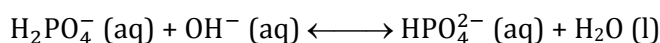
Las concentraciones antes de la adición de KOH son:

$$[\text{HPO}_4^{2-}] = [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = \frac{0,5 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,5 \text{ M}$$

El pH de la disolución antes de la adición de KOH es:

$$\text{pH} = 7,21 + \log \frac{0,5}{0,5} = 7,21$$

La adición de 0,05 moles de KOH (base) hace que se lleve a cabo la siguiente reacción:



Los 0,05 mol de KOH gastan 0,05 mol de  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  (ácido) y forman 0,05 mol de  $\text{HPO}_4^{2-}$  (base).

El pH de la disolución después de la adición de KOH es:

$$\text{pH} = 7,21 + \log \frac{(0,5+0,05)}{(0,5-0,05)} = 7,297$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.19. Si el pH de una disolución de un ácido monoprótico fuerte es 2,17. ¿Entre qué valores estará comprendida la concentración molar de la disolución respecto a dicho ácido?

- a) Entre 0,0001 y 0,001
- b) Entre 0,001 y 0,01
- c) Entre 0,01 y 0,10
- d) Entre 0,10 y 1,00

(O.Q.L. Murcia 1998)

De acuerdo con el concepto de pH:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,17} \text{ M} = 6,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

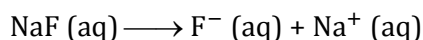
8.20. ¿Cuál es el pH de una disolución etiquetada como NaF 0,136 mol·L<sup>-1</sup>?

- a) 2,02
- b) 8,15
- c) 3,17
- d) 11,98
- e) 5,85

(Dato.  $K_a$  para el ácido HF =  $6,8 \cdot 10^{-4}$ )

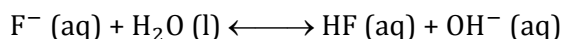
(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2004)

El fluoruro de sodio, NaF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte NaOH por lo que no se hidroliza.

El ion  $\text{F}^-$  es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



La constante de basicidad (hidrólisis) del ion fluoruro es:

$$K_b = \frac{[\text{HF}] [\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{6,8 \cdot 10^{-4}} = 1,5 \cdot 10^{-11}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{HF}] = [\text{OH}^-] \quad [\text{F}^-] \approx 0,136 \text{ M}$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$1,5 \cdot 10^{-11} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0,136} \quad \longrightarrow \quad [\text{OH}^-] = 1,4 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log(1,4 \cdot 10^{-6}) = 5,85 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 5,85 = \mathbf{8,15}$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.21. El indicador rojo de metilo (cambio de color a  $\text{pH} = 5$ ) es adecuado para la valoración:

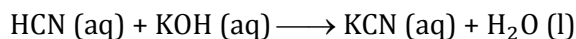
- a)  $\text{HCN} + \text{KOH}$
- b)  $\text{HClO}_4 + \text{Ca(OH)}_2$
- c)  $\text{HNO}_3 + \text{NaOH}$
- d)  $\text{HCl} + (\text{CH}_3)_3\text{N}$
- e)  $\text{HF} + \text{NaOH}$

(O.Q.N. Almería 1999)

El pH del punto final de una valoración viene dado por las sustancias presentes en ese instante en la disolución.

El indicador rojo de metilo, con cambio de color a  $\text{pH} = 5$ , será apropiado para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que haga que la disolución tenga pH ácido.

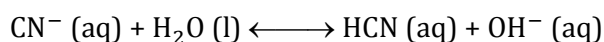
a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCN y KOH es:



El cianuro de potasio, KCN, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



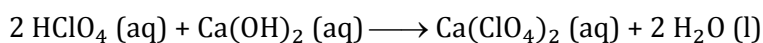
- El ion  $\text{K}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte KOH por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{CN}^-$  es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:



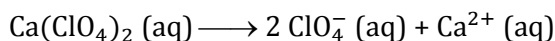


Como se observa, se producen iones  $\text{OH}^-$  por lo que el  $\text{pH} > 7$  lo que motiva que el indicador rojo de metilo no sea apropiado.

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre  $\text{HClO}_4$  y  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  es:



El perclorato de calcio,  $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

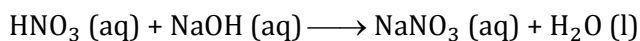


▪ El ion  $\text{Ca}^{2+}$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  por lo que no se hidroliza.

▪ El ion  $\text{ClO}_4^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte  $\text{HClO}_4$  por lo que no se hidroliza.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el  $\text{H}_2\text{O}$  lo que motiva que el indicador rojo de metilo no sea apropiado.

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre  $\text{HNO}_3$  y  $\text{NaOH}$  es:



El nitrato de sodio,  $\text{NaNO}_3$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

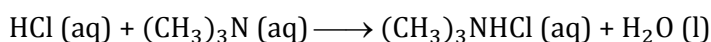


▪ El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte  $\text{NaOH}$  por lo que no se hidroliza.

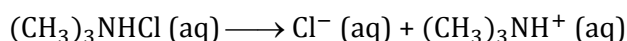
▪ El ion  $\text{NO}_3^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte  $\text{HNO}_3$  por lo que no se hidroliza.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el  $\text{H}_2\text{O}$  lo que motiva que el indicador rojo de metilo no sea apropiado.

d) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre  $\text{HCl}$  y  $(\text{CH}_3)_3\text{N}$  es:

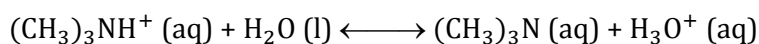


El clorhidrato de trimetilamina,  $(\text{CH}_3)_3\text{NHCl}$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



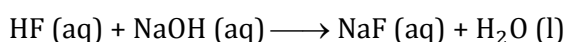
▪ El ion  $\text{Cl}^-$ , es la base conjugada débil del ácido fuerte  $\text{HCl}$  por lo que no se hidroliza.

▪ El ion  $(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+$  es el ácido conjugado de la base débil  $(\text{CH}_3)_3\text{N}$  y se hidroliza según la ecuación:

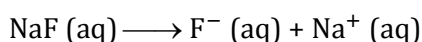


Como se observa, se producen iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  por lo que el **pH < 7** lo que motiva que el **indicador rojo de metilo sea apropiado**.

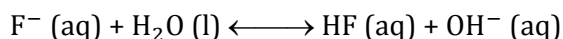
e) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre  $\text{HF}$  y  $\text{NaOH}$  es:



El fluoruro de sodio,  $\text{NaF}$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte NaOH por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{F}^-$  es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones  $\text{OH}^-$  por lo que el  $\text{pH} > 7$  lo que motiva que el indicador rojo de metilo no sea apropiado.

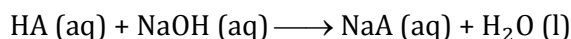
La respuesta correcta es la **d**.

8.22. La constante de equilibrio para la reacción de un ácido débil ( $K_a$ ) con NaOH es:

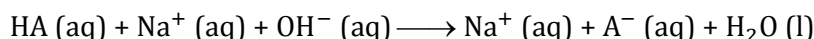
- $1/K_a$
- $K_a$
- $K_a \cdot K_w$
- $K_a/K_w$
- $K_w$

(O.Q.N. Almería 1999)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre un ácido débil HA y NaOH es:



Como NaOH y NaA son electrólitos fuertes, en disolución acuosa se encuentran completamente disociados en iones por lo que la ecuación anterior se puede reescribir como:



La constante de equilibrio de la reacción es:

$$K_b = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}] [\text{OH}^-]}$$

Multiplicando y dividiendo por  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  queda como:

$$K_b = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}] [\text{OH}^-]} \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{[\text{A}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}] [\text{OH}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

La constante de equilibrio de la reacción es:

$$K_b = \frac{K_a}{K_w}$$

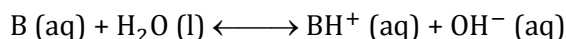
La respuesta correcta es la **d**.

8.23. Una disolución reguladora contiene concentraciones iguales de una base débil (B) y su ácido conjugado ( $\text{BH}^+$ ). Si  $K_b$  para B es  $1,0 \cdot 10^{-9}$ , el pH de la disolución reguladora es:

- 7,0
- 13,0
- 9,0
- 1,0
- 5,0

(O.Q.N. Almería 1999)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por la base débil B y una sal que contiene su ácido conjugado  $\text{BH}^+$  es:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[BH^+] [OH^-]}{[B]} = [OH^-] \frac{[BH^+]}{[B]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de *Henderson-Hasselbach* que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pOH = pK_b + \log \frac{[BH^+]}{[B]} \longrightarrow pH = 14 - pK_b - \log \frac{[BH^+]}{[B]}$$

Si las concentraciones  $[BH^+] = [B]$ , entonces el pH es:

$$pH = 14 - [-\log (1,0 \cdot 10^{-9})] = 5$$

La respuesta correcta es la **e**.

8.24. A 60°C el agua destilada tiene pH = 6,51 y por lo tanto:

- a) La concentración de  $OH^-$  no es igual a la de  $H_3O^+$ .  
 b) La reacción  $H_2O \longleftrightarrow OH^- + H_3O^+$  es exotérmica.  
 c) El valor de  $K_w$  es  $(10^{-6,51})^2$ .  
 d) Debe cumplirse la ecuación  $pH + pOH = 14$ .  
 e) Es imposible, el agua neutra debe tener pH = 7.

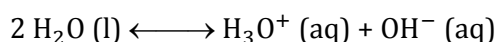
(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2008)

a) Falso. Para el agua se cumple siempre que:

$$[H_3O^+] = [OH^-]$$

b) Falso. El valor del pH de la disolución no está relacionado con el carácter exotérmico o endotérmico de la misma.

c) **Verdadero**. Para el equilibrio de disociación del agua a determinada temperatura:



la constante de equilibrio viene dada por la expresión:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$$

Como para el agua se cumple siempre que:

$$[H_3O^+] = [OH^-] \longrightarrow K_w = [H_3O^+]^2$$

De acuerdo con el concepto de pH, en este caso:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-6,51} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante de equilibrio se tiene que:

$$K_w = (10^{-6,51})^2 = 10^{-13,2}$$

d) Falso. La expresión:

$$pH + pOH = 14$$

se obtiene a partir de:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

y ese valor de la constante  $K_w$  es válido solo a la temperatura de 25°C.

e) Falso. De acuerdo con el producto iónico del agua a 60°C

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-13,2}$$

Como para el agua se cumple siempre que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 10^{-13,2} \quad \longrightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-6,51} \text{ M}$$

A esta temperatura, el agua neutra tiene un pH

$$\text{pH} = -\log (10^{-6,51}) = 6,51.$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.25. El bromuro de hidrógeno puede obtenerse por:

- Reacción de KBr con ácido fluorhídrico concentrado y caliente.
- Reacción de KBr con ácido nítrico concentrado y caliente.
- Reacción de KBr con ácido fosfórico concentrado y caliente.
- Electrólisis de una disolución acuosa de NaBr.
- Hidrólisis de bromato sódico.

(O.Q.N. Almería 1999)

a-c) **Verdadero**. Para que se produzca HBr a partir de KBr debe tener lugar una reacción ácido-base en la que es preciso que el ácido que reaccione con el  $\text{Br}^-$  (base conjugada) del HBr sea lo suficientemente fuerte. El ácido HF es demasiado débil mientras que el  $\text{H}_3\text{PO}_4$  no lo es tanto. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambas sustancias es:



b) Falso. El  $\text{HNO}_3$  no es apropiado ya que al ser oxidante produciría la oxidación del  $\text{Br}^-$  a  $\text{Br}_2$ .

d) Falso. La electrólisis de KBr (aq) produciría el desprendimiento de  $\text{H}_2$  y  $\text{Br}_2$ .

e) Falso. La hidrólisis del  $\text{NaBrO}_3$  produce un medio alcalino.

Las respuestas correctas son **a** y **c**.

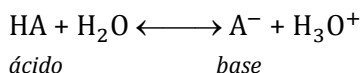
8.26. Según la teoría de Brønsted, indique cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:

- Un ácido y su base conjugada reaccionan entre sí dando una disolución neutra.
- Un ácido y su base conjugada difieren en un protón.
- El agua es la base conjugada de sí misma.
- La base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte.
- Cuanto más débil es un ácido más débil será su base conjugada.

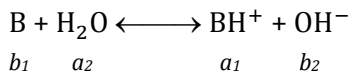
(O.Q.N. Murcia 2000)

a) Falso. Según la teoría de Brønsted, un ácido es una especie química que cede un protón a una base con lo que él se transforma en su base conjugada, por tanto, el ácido no puede reaccionar con su base conjugada.

b) **Verdadero**. Según la teoría de Brønsted, un ácido es una especie química que cede un protón a una base:



c) Falso. Tal como se demuestra en la reacción entre la base B y el agua, la base conjugada de ésta es el ion  $\text{OH}^-$ :

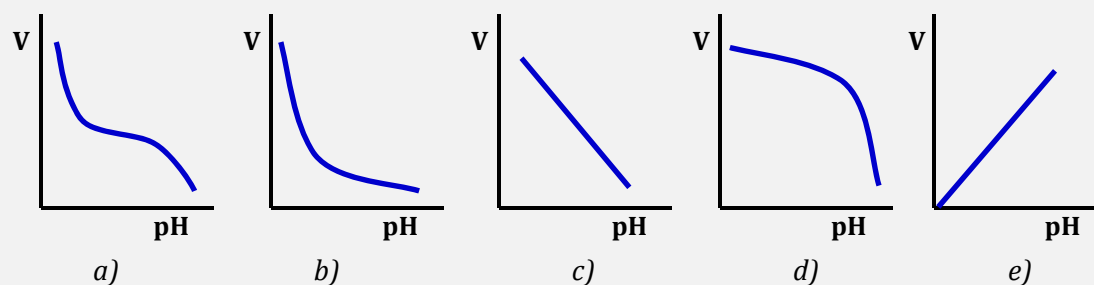


d-e) Falso. Cuánto más fuerte es un ácido más débil es su base conjugada. La relación entre las constantes de ambos viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.27. ¿Cuál de las siguientes líneas gráficas representa mejor el volumen del ácido añadido a un cierto volumen de álcali frente al pH de la disolución resultante?



(O.Q.N. Murcia 2000)

La curva de valoración a) entre un ácido y una base tiene forma de una sigmoide en la que se distinguen tres zonas:

- En la primera zona, en este caso, frente a pequeñas adiciones de ácido el pH es elevado al predominar la especie alcalina y cambia bruscamente por lo que la gráfica se corresponde con una recta con una pendiente elevada.
- En la segunda zona, central, frente a pequeñas adiciones de ácido el pH cambia paulatinamente, la recta tiene una pendiente pequeña, ya que se tiene una mezcla reguladora básica o una sal que sufre hidrólisis básica hasta alcanzarse el punto de equivalencia en el que la tendencia se invierte.
- En la tercera zona, la tendencia de la recta es opuesta a la de la primera zona ya que predomina la especie ácida y frente a pequeñas adiciones de ácido el pH es elevado y cambia bruscamente por lo que la gráfica también se corresponde con una recta con una pendiente elevada.

La respuesta correcta es la **a**.

8.28. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- a) Al disolver  $\text{NaNO}_3$  en agua, el pH no cambia.  
 b) Al disolver  $\text{NaCN}$  en  $\text{H}_2\text{O}$ , el pH será básico.  
 c) Al disolver  $\text{NaHCOO}$  en agua, el pH será ácido.  
 d) Si el ácido  $\text{HA}$  tiene  $K_a = 10^{-5}$  y el valor de  $K_b$  para la base  $\text{BOH}$  vale  $10^{-5}$ , al disolver  $\text{BA}$  en agua el pH no sufre modificación.  
 e) Las disoluciones acuosas de  $\text{NH}_3$  son débilmente básicas.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Madrid 2009)

a) Verdadero. El nitrato de sodio,  $\text{NaNO}_3$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte  $\text{NaOH}$  por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{NO}_3^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte  $\text{HNO}_3$  por lo que no se hidroliza.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el agua.

b) Verdadero. El cianuro de sodio,  $\text{NaCN}$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte  $\text{NaOH}$  por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{CN}^-$  es la base conjugada del ácido débil  $\text{HCN}$  y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones  $\text{OH}^-$  por lo que el  $\text{pH} > 7$ .

c) **Falso**. El formiato de sodio,  $\text{NaHCOO}$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

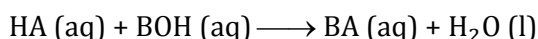


- El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte  $\text{NaOH}$  por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{HCOO}^-$  es la base conjugada del ácido débil  $\text{HCOOH}$  y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones  $\text{OH}^-$  por lo que el  $\text{pH} > 7$ , es básico y no ácido.

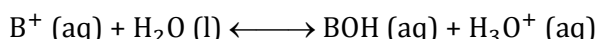
d) Verdadero. La ecuación química correspondiente a la reacción entre el ácido débil  $\text{HA}$  y la base débil  $\text{BOH}$  es:



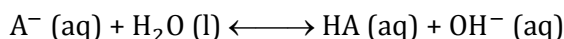
La sal  $\text{BA}$ , en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion  $\text{B}^+$ , es el ácido conjugado de la base débil  $\text{BOH}$  y se hidroliza según la ecuación:

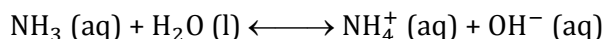


- El ion  $\text{A}^-$  es la base conjugada del ácido débil  $\text{HA}$  y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones  $H_3O^{+}$  y  $OH^{-}$  procedentes de la hidrólisis de los dos iones de la sal. Además, como la fuerza de los iones es la misma ya que proceden de especies con igual valor de la constante,  $K_a = K_b = 10^{-5}$ , la cantidad de  $H_3O^{+}$  y  $OH^{-}$  es la misma por lo que el pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el agua.

e) Verdadero. El  $NH_3$  es una base débil que se encuentra poco ionizada de acuerdo con la ecuación:



Como se observa, se producen iones  $OH^{-}$  por lo que el pH > 7, básico.

La respuesta correcta es la **c**.

8.29. Sabiendo que los valores de  $pK_a$  para el ácido cianhídrico,  $HCN (aq)$ , y el ion amonio,  $NH_4^{+} (aq)$ , son 8,7 y 9,2; respectivamente, y que el agua neutra a  $25^{\circ}C$  tiene  $pH = 7$ , indique si una disolución acuosa de  $NH_4CN$ , a esa temperatura, tendrá pH:

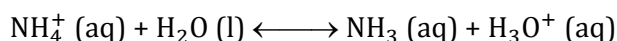
- Débilmente ácido.
- Débilmente básico.
- Neutro.
- Muy ácido ( $pH < 3$ ).
- Muy básico ( $pH > 11$ ).

(O.Q.N. Murcia 2000)

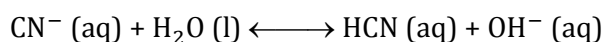
La sal  $NH_4CN$ , en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion  $NH_4^{+}$ , es el ácido conjugado de la base débil  $NH_3$  y se hidroliza según la ecuación:



- El ion  $CN^{-}$  es la base conjugada del ácido débil  $HCN$  y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones  $H_3O^{+}$  y  $OH^{-}$  procedentes de la hidrólisis de los dos iones de la sal.

El  $pK_a$  del  $NH_4^{+}$  es:

$$pK_a (NH_4^{+}) = 14 - pK_b (NH_3) = 14 - 9,2 = 4,8$$

El  $pK_b$  del  $CN^{-}$  es:

$$pK_b (CN^{-}) = 14 - pK_a (HCN) = 14 - 8,7 = 5,3$$

Como se observa,  $pK_b (CN^{-}) > pK_a (NH_4^{+})$ , lo que quiere decir que el cianuro es más fuerte como base (produce más iones hidróxido) que el amonio como ácido (produce menos protones) Por tanto, la disolución resultante es débilmente básica.

La respuesta correcta es la **b**.

8.30. ¿Cuál de los siguientes es un conjunto de especies que podrían actuar como bases de Lewis?

- a)  $\text{OH}^-$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}^+$   
 b)  $\text{CH}_3\text{SH}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{BF}_3$   
 c)  $\text{PH}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$ ,  $\text{NH}_3$   
 d)  $\text{NaOH}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{Co}^{3+}$   
 e)  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Cl}^-$

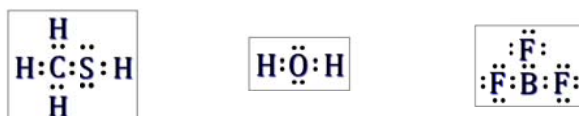
(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Madrid 2011)

Base de Lewis es toda especie química que posee pares de electrones solitarios que puede compartir con un ácido.

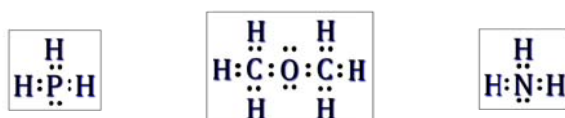
a) Falso. Como se observa en la estructuras de Lewis todas las especies propuestas no son bases de Lewis, el  $\text{H}^+$  no posee pares de electrones solitarios por lo que se trata de un ácido de Lewis:



b) Falso. Como se observa en la estructuras de Lewis todas las especies propuestas no son bases de Lewis, el  $\text{BF}_3$  tiene un hueco electrónico por lo que se trata de un ácido de Lewis:



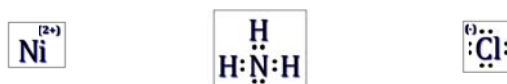
c) **Verdadero.** Como se observa en la estructuras de Lewis todas las especies propuestas son bases de Lewis:



d) Falso. Como se observa en la estructuras de Lewis todas las especies propuestas no son bases de Lewis, el  $\text{Co}^{3+}$  es un catión al que le faltan los electrones 4s externos por lo que se trata de un ácido de Lewis:



e) Falso. Como se observa en la estructuras de Lewis todas las especies propuestas no son bases de Lewis, el  $\text{Ni}^{2+}$  es un catión al que le faltan los electrones 4s externos por lo que se trata de un ácido de Lewis:



La respuesta correcta es la c.

8.31. En la valoración de un ácido con una base, el indicador visual adecuado debe:

- a) Tener una constante de acidez mayor que la del ácido.  
 b) Tener características básicas más fuertes que el valorante.  
 c) Tener una constante de acidez menor que la del ácido.  
 d) Añadirse una vez comenzada la valoración.  
 e) No mostrar características ácido-base.

(O.Q.N. Murcia 2000)



La misión de un indicador es señalar cuando ha terminado la reacción entre el ácido y la base. Es preciso que el indicador no altere el resultado de la reacción para ello se añade a la reacción en pequeñas cantidades pero además es preciso que se trate de un ácido o base más débil que las especies reaccionantes.

La respuesta correcta es la c.

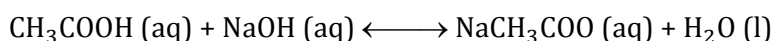
8.32. ¿Cuál de las siguientes mezclas es una disolución reguladora con un pH menor de 7?

- a) 10 mL de ácido acético 0,1 M + 10 mL de NaOH 0,1 M.  
 b) 10 mL de ácido acético 0,1 M + 5,0 mL de NaOH 0,1 M.  
 c) 10 mL de  $\text{NH}_3$  0,1 M + 5,0 mL de HCl 0,1 M.  
 d) 10 mL de  $\text{NH}_3$  0,1 M + 10 mL de HCl 0,1 M.  
 e) Ninguna de estas mezclas.

(Datos.  $K_a$  ácido acético =  $1,7 \cdot 10^{-5}$  y  $K_b$   $\text{NH}_3$  =  $1,7 \cdot 10^{-5}$ )

(O.Q.N. Barcelona 2001)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y NaOH es:



El número de mmoles de cada especie es:

$$10 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M}} = 1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

$$10 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción sólo quedan 1,0 mmoles de  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  formados. Se trata de una sal que presenta hidrólisis básica.

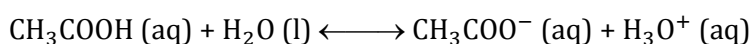
b) El número de mmoles de cada especie es:

$$10 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M}} = 1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

$$5 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}} = 0,5 \text{ mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 0,5 mmoles de NaOH, esta sustancia es limitante y consume 0,5 mmoles de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Al final de la reacción quedan 0,5 mmoles de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  sin reaccionar y 0,5 mmoles de  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  formados. **Dicha mezcla constituye una disolución reguladora ácida.**

Una disolución reguladora formada por una mezcla equimolecular de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  tiene  $\text{pH} < 7$ :



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de *Henderson-Hasselbach* que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \longrightarrow \text{pH} = \text{pK}_a = 4,77$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre  $\text{NH}_3$  y  $\text{HCl}$  es:



El número de mmoles de cada especie es:

$$5 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M}} = 0,5 \text{ mmol HCl}$$

$$10 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,1 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol NH}_3$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 0,5 mmoles de  $\text{HCl}$ , esta sustancia es limitante y consume 0,5 mmoles de  $\text{NH}_3$ . Al final de la reacción quedan 0,5 mmoles de  $\text{NH}_3$  sin reaccionar y 0,5 mmoles de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  formados. **Dicha mezcla constituye una disolución reguladora básica.**

Una disolución reguladora formada por una mezcla equimolecular de  $\text{NH}_3$  y  $\text{NH}_4\text{Cl}$  tiene  $\text{pH} > 7$ :



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = [\text{OH}^-] \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de *Henderson-Hasselbach* que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} \longrightarrow \text{pH} = 14 - \text{pK}_b - \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pK}_b \longrightarrow \text{pH} = 14 - 4,77 = 9,23$$

d) El número de mmoles de cada especie es:

$$10 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol HCl}$$

$$10 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,1 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol NH}_3$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción sólo quedan 1,0 mmoles de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  formados. Se trata de una sal que presenta hidrólisis ácida.

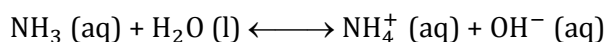
La respuesta correcta es la **b**.

8.33. Para el amoníaco,  $pK_b = 4,76$ . El pH de una disolución reguladora formada por  $NH_3$  0,050 M y  $NH_4Cl$  0,20 M es:

- a) 8,94
- b) 9,84
- c) 8,64
- d) 9,54
- e) 8,00

(O.Q.N. Barcelona 2001)

Una disolución reguladora formada por una mezcla de  $NH_3$  y  $NH_4Cl$ :



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[NH_4^+] [OH^-]}{[NH_3]} = [OH^-] \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de *Henderson-Hasselbach* que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pOH = pK_b + \log \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} \longrightarrow pH = 14 - 4,76 - \log \frac{0,20}{0,05} = \mathbf{8,64}$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.34. Elija el intervalo de pH efectivo de una disolución reguladora de HF-NaF.

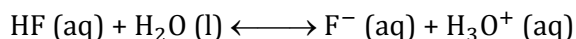
- a) 5,0-7,0
- b) 2,2-4,2
- c) 6,0-8,0
- d) 9,8-11,8
- e) Ninguno de estos intervalos.

(Dato. Constante de disociación ácida del HF =  $6,8 \cdot 10^{-4}$ )

(O.Q.N. Barcelona 2001)

El intervalo de pH de regulación es aquel en el que una disolución reguladora neutraliza eficazmente los ácidos y bases añadidos manteniendo constante el pH. A efectos prácticos este intervalo es de 2 unidades de pH.

Una disolución reguladora formada por una mezcla equimolecular de HF y NaF tiene un pH:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[F^-] [H_3O^+]}{[HF]} = [H_3O^+] \frac{[F^-]}{[HF]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de *Henderson-Hasselbach* que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pH = pK_a + \log \frac{[F^-]}{[HF]} \longrightarrow pH = pK_a = \mathbf{3,2}$$

El intervalo de regulación de pH de la disolución dada es **3,2 ± 1**.

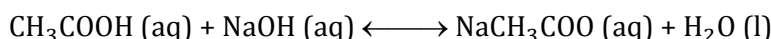
La respuesta correcta es la **b**.

8.35. Cuando se valora un ácido débil con una base fuerte:

- Solamente se neutraliza una parte de los protones del ácido.
- El punto de equivalencia coincide siempre con el punto final de la valoración.
- El pH en el punto de equivalencia siempre es 7.
- No conviene valorar los ácidos débiles con bases fuertes puesto que el punto de equivalencia se detecta con dificultad.
- En las primeras etapas de la valoración se forma una disolución reguladora o tampón.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

Sea por ejemplo el caso de la valoración de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (ácido débil) con  $\text{NaOH}$  (base fuerte). La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:



Si se tienen 10 mL de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,1 M y se añaden 5 mL de  $\text{NaOH}$  0,1 M, el número de mmoles de cada especie es:

$$10 \text{ mL } \text{CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL } \text{CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M}} = 1 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH}$$

$$5 \text{ mL } \text{NaOH } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol } \text{NaOH}}{1 \text{ mL } \text{NaOH } 0,1 \text{ M}} = 0,5 \text{ mmol } \text{NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 0,5 mmoles de  $\text{NaOH}$ , esta sustancia es limitante y consume 0,5 mmoles de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Al final de la reacción quedan 0,5 mmoles de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  sin reaccionar y 0,5 mmoles de  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  formados. **Dicha mezcla constituye una disolución reguladora ácida.** Esta situación se da hasta llegar al punto de equivalencia en el que sólo existe  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  en la disolución, sal que sufre hidrólisis básica.

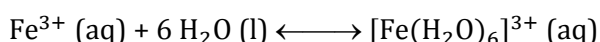
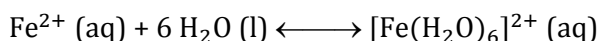
La respuesta correcta es la e.

8.36. Señale cuál de las siguientes propuestas es la correcta:

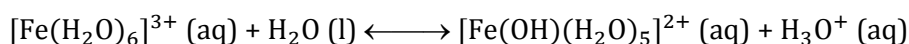
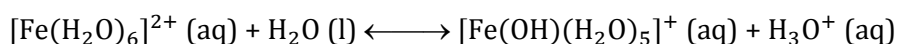
- El catión  $\text{Fe (II)}$  es un ácido de Lewis más fuerte que el  $\text{Fe (III)}$ .
- El catión  $\text{Al}^{3+}$  es un ácido de Lewis más fuerte que el catión  $\text{Li}^+$ .
- Tanto el  $\text{BF}_3$  como el  $\text{AlCl}_3$  son susceptibles de actuar como bases de Lewis.
- Ni el  $\text{CF}_4$  ni el  $\text{SiF}_4$  pueden actuar como ácidos.
- Ninguna de las anteriores afirmaciones es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

a) Falso. Los cationes metálicos en disolución acuosa forman iones complejos que se comportan como ácidos de Lewis:



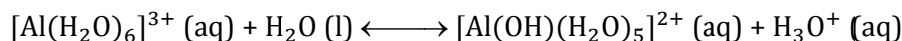
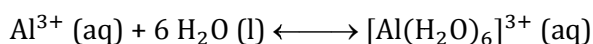
El comportamiento como ácido de Lewis:



Consultando la bibliografía, se sabe que la constante de equilibrio de la segunda reacción es mayor que la de la primera, por tanto, el  $\text{Fe (III)}$  es un ácido más fuerte que el  $\text{Fe (II)}$ .

b) **Verdadero.** El catión  $\text{Li}^+$  es el ácido débil conjugado de la base fuerte  $\text{LiOH}$ , por lo que no sufre hidrólisis.

El catión  $\text{Al}^{3+}$  en disolución acuosa forma un ion complejo que se comporta como ácido de *Lewis*:



c) Falso. Una base de *Lewis* es toda especie química que posee pares de electrones solitarios que puede compartir con un ácido. Como se observa en la estructuras de *Lewis* las especies propuestas no son bases de *Lewis*, ya que ni el boro ni el aluminio poseen pares de electrones solitarios que puedan compartir, por lo que son ácidos de *Lewis*:



d) Falso. Un ácido de *Lewis* es toda especie química que posee huecos electrónicos (orbitales atómicos vacíos) que pueden albergar un par de electrones. Como se observa en la estructuras de *Lewis* las especies propuestas no son ni ácidos, ya que no poseen huecos electrónicos:



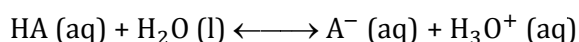
La respuesta correcta es la **b**.

8.37. Un técnico de laboratorio desea preparar una disolución reguladora de  $\text{pH} = 5$ . ¿Cuál de los siguientes ácidos será el más adecuado para ello?

- a)  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$   $K_a = 5,9 \cdot 10^{-2}$   
 b)  $\text{H}_3\text{AsO}_4$   $K_a = 5,6 \cdot 10^{-3}$   
 c)  $\text{H}_2\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$   $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$   
 d)  $\text{HOCl}$   $K_a = 3,0 \cdot 10^{-8}$   
 e)  $\text{HCN}$   $K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}$

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Una disolución reguladora ácida está formada por una mezcla equimolecular de ácido, HA, y la base conjugada  $\text{A}^-$  y tiene un pH:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de *Henderson-Hasselbach* que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Al tratarse de una mezcla equimolecular se tiene que  $[\text{A}^-] = [\text{HA}]$ :

$$\text{pH} = \text{p}K_a$$

El pH de la disolución lo proporciona el valor de  $\text{p}K_a$  del ácido de la disolución reguladora. Estos valores se muestran en la siguiente tabla:

Ácido	$K_a$	$pK_a$
$H_2C_2O_4$	$5,9 \cdot 10^{-2}$	1,23
$H_3AsO_4$	$5,6 \cdot 10^{-3}$	2,25
<b><math>H_2C_2H_3O_2</math></b>	<b><math>1,8 \cdot 10^{-5}</math></b>	<b>4,74</b>
HOCl	$3,0 \cdot 10^{-8}$	7,52
HCN	$4,9 \cdot 10^{-10}$	9,31

El ácido cuyo  $pK_a$  se aproxima más al valor de  $pH = 5$  es  **$H_2C_2H_3O_2$**  ( $pK_a = 4,74$ ).

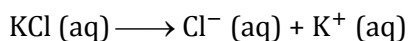
La respuesta correcta es la **c**.

8.38. Se dispone de una disolución 0,5 M de cada una de las siguientes sales. ¿Cuál de ellas tiene un pH más bajo?

- KCl
- $NaC_2H_3O_2$
- NaI
- $KNO_3$
- $NH_4Cl$

(O.Q.N. Oviedo 2002)

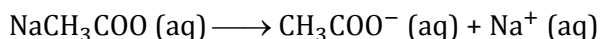
a) El cloruro de potasio, KCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $K^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte KOH por lo que no se hidroliza.
- El ion  $Cl^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte HCl por lo que no se hidroliza.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el  $H_2O$ .

b) El acetato de sodio,  $NaC_2H_3O_2$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

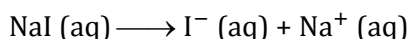


- El ion  $Na^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte NaOH por lo que no se hidroliza.
- El ion  $CH_3COO^-$  es la base conjugada del ácido débil  $CH_3COOH$  y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones  $OH^-$  por lo que el  $pH > 7$ .

c) El yoduro de sodio, NaI, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $I^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte HI por lo que no se hidroliza.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el  $H_2O$ .

d) El nitrato de potasio,  $KNO_3$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

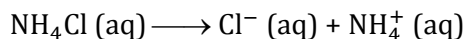


- El ion  $K^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte KOH por lo que no se hidroliza.

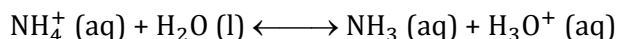
- El ion  $\text{NO}_3^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte  $\text{HNO}_3$  por lo que no se hidroliza.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el  $\text{H}_2\text{O}$ .

e) El cloruro de amonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion  $\text{NH}_4^+$ , es el ácido conjugado de la base débil  $\text{NH}_3$  y se hidroliza según la ecuación:



- El ion  $\text{Cl}^-$  es la base débil conjugada del ácido fuerte  $\text{HCl}$  por lo que no se hidroliza.

Como se observa, se producen iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  por lo que el **pH < 7**.

La respuesta correcta es la **e**.

8.39. ¿Cuál de las siguientes especies es anfótera?

- $\text{H}^+$
- $\text{CO}_3^{2-}$
- $\text{HCO}_3^-$
- $\text{H}_2\text{CO}_3$
- $\text{H}_2$

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.N. Sevilla 2010)

Un anfótero es una sustancia que comportarse como ácido y como base dependiendo del medio en el que se encuentre.

La única de las especies propuestas que puede cumplir esa condición es el ion bicarbonato,  $\text{HCO}_3^-$ :

- Como ácido:  $\text{HCO}_3^- \text{ (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)} \longleftarrow \text{CO}_3^{2-} \text{ (aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$
- Como base:  $\text{HCO}_3^- \text{ (aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} \longleftarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$

La respuesta correcta es la **c**.

8.40. Si el valor de  $K_a$  para el ion  $\text{HSO}_4^-$  es  $1,0 \cdot 10^{-2}$ , ¿cuál es el valor de  $K_b$  para el ion  $\text{SO}_4^{2-}$ ?

- $K_b = 1,0 \cdot 10^{-12}$
- $K_b = 1,0 \cdot 10^{-8}$
- $K_b = 1,0 \cdot 10^{-2}$
- $K_b = 1,0 \cdot 10^2$
- $K_b = 1,0 \cdot 10^5$

(Dato.  $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ )

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Asturias 2004)

La relación entre la constante de fuerza de ácido y su base conjugada viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} \longrightarrow K_b = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,0 \cdot 10^{-2}} = 1,0 \cdot 10^{-12}$$

La respuesta correcta es la **a**.

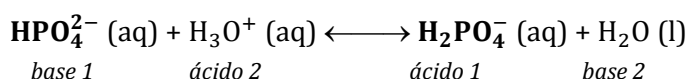
8.41. ¿Cuál es el ácido conjugado del  $\text{HPO}_4^{2-}$  (aq)?

- a)  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (aq)
- b)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  (aq)
- c)  $\text{H}_3\text{O}^+$  (aq)
- d)  $\text{PO}_4^{3-}$  (aq)
- e)  $\text{H}^+$  (aq)
- f)  $\text{OH}^-$  (aq)

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. La Rioja 2009)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry:

- Ácido es una especie capaz de ceder protones a una base
- Base es una especie capaz de aceptar protones de un ácido:



La respuesta correcta es la **b**.

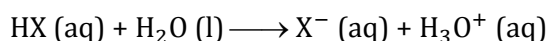
(En la cuestión propuesta en Ávila 2009 se cambia el apartado e por el f).

8.42. ¿Qué sucede en una disolución diluida de un ácido fuerte HX?

- a) Hay especies  $\text{X}^-$ ,  $\text{H}^+$  y HX en concentraciones apreciables.
- b) Hay HX en mayor proporción que  $\text{X}^-$  y  $\text{H}^+$ .
- c) La concentración de protones es muy superior a la de aniones.
- d) La disociación es total.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

Un ácido monoprotónico fuerte, HX, en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la ecuación:



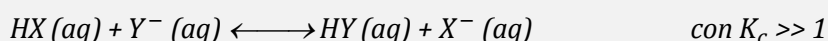
a-b) Falso. Como se encuentra completamente disociado en iones, la concentración de HX es prácticamente nula.

c) Falso. Al tratarse de una disolución ácida diluida es preciso tener en cuenta los protones aportados por el  $\text{H}_2\text{O}$ . No obstante, las concentraciones de protones y aniones son similares.

d) **Verdadero**. Por tratarse de un ácido monoprotónico fuerte, HX, en disolución acuosa se encuentra completamente disociado.

La respuesta correcta es la **d**.

8.43. En la reacción en equilibrio:



¿Qué se verifica?

- a) La acidez de la especie  $\text{HY} \gg \text{HX}$ .
- b) La basicidad de la especie  $\text{Y}^- \gg \text{X}^-$ .
- c) La especie  $\text{X}^-$  es mejor aceptora de un protón que  $\text{Y}^-$ .
- d) La reacción está poco desplazada hacia la derecha.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

a) Falso. Si la constante de equilibrio,  $K_c \gg 1$ , quiere decir que el equilibrio se encuentra desplazado hacia la derecha, es decir que el ácido HX es más fuerte que el HY.



b) **Verdadero**. Si  $K_a(\text{HX}) > K_a(\text{HY})$  como la relación entre la constante de un ácido y su base conjugada viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} \quad \text{siendo} \quad K_b(\text{Y}^-) > K_a(\text{X}^-)$$

c) Falso. Si el ácido HX es más fuerte que el ácido HY, la base  $\text{X}^-$  es peor aceptora de protones que la base  $\text{Y}^-$ .

d) Falso. Si la constante de equilibrio,  $K_c \gg 1$ , quiere decir que el equilibrio se encuentra muy desplazado hacia la derecha.

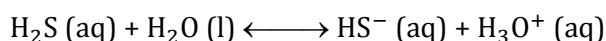
La respuesta correcta es la **b**.

8.44. ¿Qué ocurrirá si aumenta el pH de una disolución acuosa saturada de  $\text{H}_2\text{S}$ ?

- a) Aumentará la  $[\text{H}_2\text{S}]$ .
- b) Aumentarán la  $[\text{H}_2\text{S}]$  y  $[\text{S}^{2-}]$ .
- c) Disminuirá  $[\text{H}_2\text{S}]$  y aumentará  $[\text{S}^{2-}]$ .
- d) Aumentará  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ .

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Asturias 2007)

El  $\text{H}_2\text{S}$  es un ácido diprótico débil que se encuentra parcialmente disociado según las siguientes ecuaciones:



La ecuación global del proceso es:



Si el pH de la disolución aumenta,  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  disminuye.

La constante de equilibrio del proceso es:

$$K_a = \frac{[\text{S}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{H}_2\text{S}]}$$

Como se trata de una disolución saturada de  $\text{H}_2\text{S}$ , si  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  disminuye, el valor de  $[\text{S}^{2-}]$  debe aumentar y el de  $[\text{H}_2\text{S}]$  debe disminuir para que se mantenga el valor de la constante  $K_a$ .

La respuesta correcta es la **c**.

8.45. A la misma temperatura un ácido HX tiene un pK de 4 en el disolvente A y un pK de 2 en el disolvente B. ¿Qué afirmación es cierta?

- a) El disolvente A es más básico que el B.
- b) El disolvente B es más básico que el A.
- c) Los dos disolventes son igualmente básicos.
- d) Es imposible ya que el pK de un ácido no depende del disolvente.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

Sea un ácido débil, HX, que se encuentra parcialmente disociado en disolventes A y B según las siguientes ecuaciones:



Las respectivas constantes de equilibrio son:

$$K_A = \frac{[X^-][AH^+]}{[HX][A]} \qquad K_B = \frac{[X^-][BBH^+]}{[HX][B]}$$

Aplicando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene:

$$pK_B = -\log \frac{[X^-][AH^+]}{[HX][A]} = 4 \qquad pK_B = -\log \frac{[X^-][BH^+]}{[HX][B]} = 2$$

Si el **disolvente B es más básico que el disolvente A**, entonces el equilibrio se encuentra más desplazado hacia la derecha, por tanto:

$$[BH^+] > [AH^+] \longrightarrow K_B > K_A \longrightarrow pK_B < pK_A$$

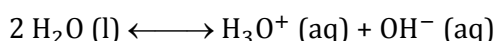
La respuesta correcta es la **b**.

8.46. Cuando se añaden  $10^{-3}$  moles de un ácido fuerte a un litro de agua a  $25^\circ\text{C}$ , cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:

- La constante de ionización del agua aumenta.
- Aumenta el grado de ionización del agua.
- Disminuye el porcentaje de ionización del agua.
- El porcentaje de ionización del agua no se modifica si no cambia la temperatura.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Asturias 2008)

El equilibrio de ionización del agua es:



La constante de ionización del agua,  $K_w$ , es:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

un valor constante que sólo depende de la temperatura. Si este valor no cambia permanecen constantes los valores de las concentraciones en el equilibrio.

La respuesta correcta es la **d**.

8.47. ¿Por qué el ion  $\text{OH}^-$  es la base más fuerte que existe en disolución acuosa?

- Porque es la base conjugada del  $\text{H}_3\text{O}^+$ .
- Porque no hay otras bases más que el ion  $\text{OH}^-$ .
- Porque los  $\text{OH}^-$  se encuentran siempre en disolución acuosa.
- Porque el agua reacciona completamente con las bases fuertes para dar iones  $\text{OH}^-$ .

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

El  $\text{H}_2\text{O}$  reacciona con las bases fuertes para producir iones  $\text{OH}^-$ :



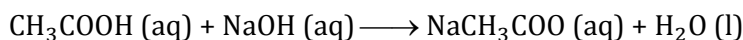
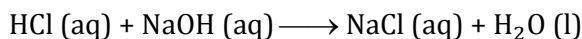
La respuesta correcta es la **d**.

8.48. Se tiene un litro de disolución de ácido acético y un litro de disolución de HCl. Ambas disoluciones tienen el mismo pH, por lo tanto, para neutralizar con sosa de la misma concentración:

- El ácido acético necesita mayor cantidad de sosa.
- El HCl necesita mayor cantidad de sosa.
- Los dos ácidos necesitan la misma cantidad de sosa.
- Se necesitan más datos para saber que ácido necesita más sosa para su neutralización.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Asturias 2007)

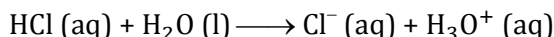
Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de neutralización de los dos ácidos con NaOH son:



Suponiendo que para ambas disoluciones ácidas  $\text{pH} = 2$ , de acuerdo con el concepto de pH:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} \text{ M}$$

▪ El HCl es un ácido fuerte que se encuentra completamente disociado en iones según la ecuación:



Por tratarse de un ácido fuerte:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 10^{-2} \text{ M}$$

Suponiendo que la disolución de NaOH es 1 M, el volumen necesario de ésta para neutralizar el HCl es:

$$1 \text{ L HCl } 10^{-2} \text{ M} \frac{10^{-2} \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 10^{-2} \text{ M}} \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{1 \text{ L NaOH } 1 \text{ M}}{1 \text{ mol NaOH}} = 10^{-2} \text{ L NaOH } 1 \text{ M}$$

▪ El  $\text{CH}_3\text{COOH}$  es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:



La constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ M} \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] \approx c$$

Partiendo de que la constante  $K_a$  para el  $\text{CH}_3\text{COOH}$  es aproximadamente  $2 \cdot 10^{-5}$ , la expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$2 \cdot 10^{-5} = \frac{(10^{-2})^2}{c} \quad \longrightarrow \quad c = 5 \text{ M}$$

Suponiendo que la disolución de NaOH es 1 M, el volumen necesario de esta para neutralizar el  $\text{CH}_3\text{COOH}$  es:

$$1 \text{ L CH}_3\text{COOH } 5 \text{ M} \frac{5 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ L CH}_3\text{COOH } 5 \text{ M}} \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}} \frac{1 \text{ L NaOH } 1 \text{ M}}{1 \text{ mol NaOH}} = 5 \text{ L NaOH } 1 \text{ M}$$

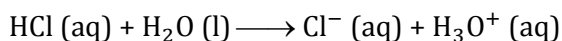
La respuesta correcta es la **a**.

8.49. ¿Cuántos litros de agua destilada deben añadirse a 1 L de disolución acuosa de HCl con  $\text{pH} = 1$  para obtener una disolución con  $\text{pH} = 2$ ?

- a) 0,1 L
- b) 0,9 L
- c) 2 L
- d) 9 L
- e) 100 L

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Asturias 2004)

El HCl es un ácido fuerte que se encuentra completamente disociado en iones:



Aplicando el concepto de  $\text{pH}$  una disolución con  $\text{pH} = 1$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1} \text{ M}$$

y otra con  $\text{pH} = 2$ :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} \text{ M}$$

Llamando  $V$  al número de litros de agua a añadir y aplicando el concepto de molaridad:

$$10^{-1} \text{ M} = \frac{10^{-1} \text{ mol}}{(1+V) \text{ L}} \longrightarrow V = 9 \text{ L}$$

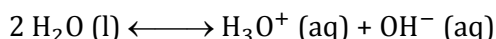
La respuesta correcta es la **d**.

8.50. Indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa respecto del agua:

- a) Es una sustancia anfótera.
- b) En algunas sales produce hidrólisis.
- c) Su producto iónico es igual a  $10^{-14}$  a cualquier temperatura.
- d) Su  $\text{pH}$  es 7.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

El equilibrio de ionización del agua es:



El producto iónico del agua a  $25^\circ\text{C}$ ,  $K_w$ , es:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

un valor constante que sólo depende de la temperatura. **Si cambia la temperatura cambia el valor de dicha constante.**

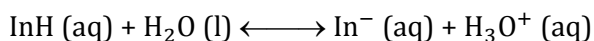
La respuesta correcta es la **c**.

8.51. Indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa:

- a) No todos los indicadores viran cuando el  $\text{pH}$  es igual 7.
- b) Las disoluciones de  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  tienen carácter ácido debido a la hidrólisis.
- c) La constante de hidrólisis depende de la temperatura.
- d) La disolución que contiene amoníaco presenta  $\text{pH} > 7$ .

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

a) Verdadero. De acuerdo con la teoría de *Ostwald* para indicadores, la zona de viraje de un indicador depende del valor de su  $\text{pK}$ .



La constante de fuerza es:

$$K_a = \frac{[\text{In}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HIn}]} \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]}$$

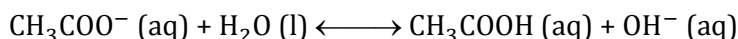
Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$

b) **Falso**. El acetato de sodio,  $\text{NaCH}_3\text{COO}$ , es una sustancia que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido débil conjugado de la base fuerte  $\text{NaOH}$  por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , es la base conjugada del ácido débil  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y se hidroliza según la ecuación:

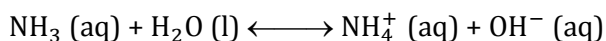


Como se observa, se producen iones  $\text{OH}^-$  y la disolución es básica.

c) Verdadero. La constante de hidrólisis o constante de acidez o basicidad se calcula mediante la expresión:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} \quad \text{donde las constantes } K_a \text{ y } K_w \text{ dependen de la temperatura.}$$

d) Verdadero. El amoníaco,  $\text{NH}_3$ , es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociada según la ecuación:



Como se observa, se producen iones  $\text{OH}^-$  y la disolución es básica y tiene  $\text{pH} > 7$ .

La respuesta correcta es la **b**.

8.52. Si el pH de una disolución es 1,7 indique cuál de las siguientes proposiciones es cierta:

- a) Se trata de un ácido débil.
- b) Es un caso de hidrólisis de sal de ácido fuerte y base débil.
- c) La concentración de iones oxonio en la disolución es  $2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ .
- d) El pOH vale 11,3.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

a) Falso. El pH de una disolución no indica si se trata de un ácido fuerte o débil.

b) Falso. La hidrólisis de una sal procedente de ácido fuerte y base débil tiene un  $\text{pH} < 7$  pero no tan bajo como 1,7 ya que el catión que se hidroliza es un ácido débil y no produce una concentración de protones tan alta como para alcanzar ese valor.

c) **Verdadero**. Si  $\text{pH} = 1,7$ ; de acuerdo con el concepto de pH:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,7} \text{ M} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

d) Falso. La relación entre pH y pOH de una disolución viene dada por la expresión:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \longrightarrow \text{pOH} = 14 - 1,7 = 12,3$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.53. Indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa:

- a) En las disoluciones ácidas el  $\text{pH} < 7$ .  
 b) En las disoluciones básicas el  $\text{pOH} < 7$ .  
 c) Los ácidos orgánicos son ácidos débiles.  
 d) Los ácidos polipróticos débiles ceden a la vez todos los protones.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

a-b) Verdadero. Las disoluciones ácidas tienen  $\text{pH} < 7$  y las básicas,  $\text{pH} > 7$ .

c) Verdadero. Los ácidos orgánicos tienen el grupo carboxilo,  $-\text{COOH}$ , unido a una cadena carbonada. La fuerza del ácido depende de la atracción de los electrones del grupo hidroxilo,  $\text{O}-\text{H}$ , por el resto de la cadena. Teniendo en cuenta que los elementos carbono e hidrógeno son poco electronegativos no favorecen la mayor polarización de dicho enlace con la consiguiente liberación del ion  $\text{H}^+$ , por tanto, los ácidos orgánicos son débiles.

d) **Falso**. Los ácidos polipróticos débiles, como por ejemplo el  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , liberan los protones por etapas de acuerdo con los siguientes equilibrios:



cuyas respectivas constantes de fuerza son:

$$\left. \begin{array}{l} K_{a_1} = \frac{[\text{HCO}_3^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \\ K_{a_2} = \frac{[\text{CO}_3^{2-}] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCO}_3^-]} \end{array} \right\} \longrightarrow K_{a_1} \gg K_{a_2}$$

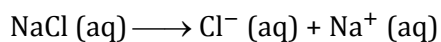
La respuesta falsa es la **d**.

8.54. ¿Cuál de las siguientes disoluciones acuosas presenta carácter ácido?

- a)  $\text{NaCl}$   
 b)  $\text{NH}_4\text{OH}$   
 c)  $\text{NH}_4\text{Cl}$   
 d)  $\text{KNO}_3$

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. Asturias 2009)

a) Falso. El cloruro de sodio,  $\text{NaCl}$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte  $\text{NaOH}$  por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{Cl}^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte  $\text{HCl}$  por lo que no se hidroliza.

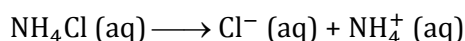
El  $\text{pH}$  de la disolución es 7 ya que lo proporciona el  $\text{H}_2\text{O}$  y la disolución es neutra.

b) Falso. El hidróxido de amonio,  $\text{NH}_4\text{OH}$ , es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociada según la ecuación:



Como se observa, se producen iones  $\text{OH}^-$  por lo que el  $\text{pH} > 7$  y la disolución es básica.

c) **Verdadero.** El cloruro de amonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

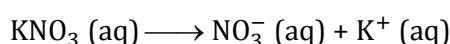


- El ion  $\text{Cl}^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte  $\text{HCl}$  por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{NH}_4^+$ , es el ácido conjugado de la base débil  $\text{NH}_3$  y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  por lo que el  $\text{pH} < 7$  y **la disolución es ácida.**

d) El nitrato de potasio,  $\text{KNO}_3$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $\text{K}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte  $\text{KOH}$  por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{NO}_3^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte  $\text{HNO}_3$  por lo que no se hidroliza.

El  $\text{pH}$  de la disolución es 7 ya que lo proporciona el  $\text{H}_2\text{O}$  y la disolución es neutra.

La respuesta correcta es la **c**.

8.55. Si la  $K_a$  del ácido cianhídrico es  $6,2 \cdot 10^{-10}$  y la  $K_b$  del amoníaco es  $1,8 \cdot 10^{-5}$ , el  $\text{pH}$  de la disolución acuosa del cianuro amónico será:

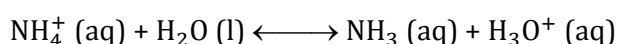
- a)  $\text{pH} = 7$
- b)  $\text{pH} > 7$
- c)  $\text{pH} < 7$
- d)  $\text{pH} = 0$

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. Asturias 2007)

La sal  $\text{NH}_4\text{CN}$ , en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



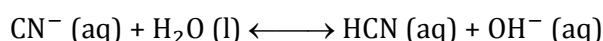
- El ion  $\text{NH}_4^+$ , es el ácido conjugado de la base débil  $\text{NH}_3$  y se hidroliza según la ecuación:



La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

- El ion  $\text{CN}^-$  es la base conjugada del ácido débil  $\text{HCN}$  y se hidroliza según la ecuación:



La constante de basicidad (hidrólisis) del ion cianuro es:

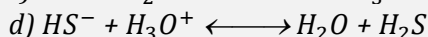
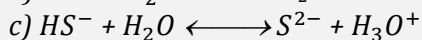
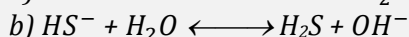
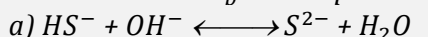
$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-10}} = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

Se producen iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{OH}^-$  procedentes de la hidrólisis de los dos iones de la sal.

Como se observa,  $K_b (\text{CN}^-) > K_a (\text{NH}_4^+)$ , lo que quiere decir que el cianuro es más fuerte como base (produce más hidróxidos) que el amonio como ácido (produce menos protones) Por tanto, **la disolución resultante es débilmente básica y el  $\text{pH} > 7$ .**

La respuesta correcta es la **b**.

8.56. El símbolo  $K_b$  de la especie  $HS^-$  corresponde a la constante de equilibrio de la reacción:

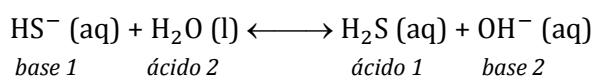


(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry:

- Ácido es una especie capaz de ceder protones a una base
- Base es una especie capaz de aceptar protones de un ácido.

La reacción del  $HS^-$  como base es:

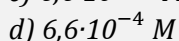
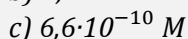
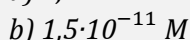
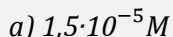


cuya constante de equilibrio es:

$$K_b = \frac{[H_2S][OH^-]}{[HS^-]}$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.57. Una disolución tiene  $pH = 10,82$ . La concentración de  $OH^-$  de dicha disolución es:



(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2010)

La relación entre el pH y el pOH de una disolución viene dada por la expresión:

$$pH + pOH = 14 \quad \longrightarrow \quad pOH = 14 - pH = 14 - 10,82 = 3,18$$

De acuerdo con el concepto de pOH:

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-3,18} M = 6,6 \cdot 10^{-4} M$$

La respuesta correcta es la **d**.

(En Castilla y León 2010 el  $pH = 10,7$ ).

8.58. Cuando se disuelve acetato de sodio en agua:

a) Se producen iones hidróxido.

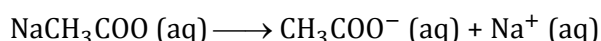
b) Se producen iones hidrógeno.

c) Se produce ácido acético e hidróxido de sodio.

d) Se hidratan simplemente los iones acetato y sodio.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

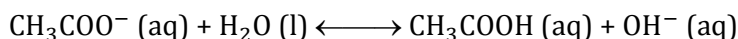
El acetato de sodio,  $NaCH_3COO$ , es una sustancia que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion  $Na^+$ , es el ácido débil conjugado de la base fuerte  $NaOH$  por lo que no se hidroliza.



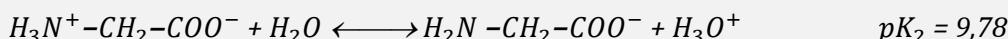
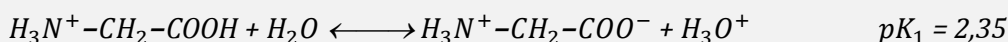
- El ion  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , es la base conjugada del ácido débil  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones  $\text{OH}^-$  y la disolución es básica y tiene un  $\text{pH} > 7$ .

La respuesta correcta es la **a**.

8.59. El aminoácido glicina ( $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$ ) en disolución acuosa se disocia según las siguientes reacciones:



¿Cuál es el pH isoelectrico de la disolución, es decir cuando el número de moléculas de glicina cargadas positivamente se iguala al moléculas de glicina cargadas negativamente?

- 1,17
- 4,89
- 9,78
- 7,01
- 6,06

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La expresión de la constante de equilibrio de la primera reacción es:

$$K_1 = \frac{[\text{H}_3\text{N}^+-\text{CH}_2-\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{N}^+-\text{CH}_2-\text{COOH}]}$$

Las moléculas de glicina cargadas positivamente son:

$$[\text{H}_3\text{N}^+-\text{CH}_2-\text{COOH}] = \frac{[\text{H}_3\text{N}^+-\text{CH}_2-\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{K_1}$$

La expresión de la constante de equilibrio de la segunda reacción es:

$$K_2 = \frac{[\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{N}^+-\text{CH}_2-\text{COO}^-]}$$

Las moléculas de glicina cargadas positivamente son:

$$[\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COO}^-] = \frac{[\text{H}_3\text{N}^+-\text{CH}_2-\text{COO}^-] K_2}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Como en el punto isoelectrico el número de moléculas cargadas positiva y negativamente es idéntico:

$$[\text{H}_3\text{N}^+-\text{CH}_2-\text{COOH}] = [\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COO}^-]$$

$$\frac{[\text{H}_3\text{N}^+-\text{CH}_2-\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{K_1} = \frac{[\text{H}_3\text{N}^+-\text{CH}_2-\text{COO}^-] K_2}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_1 \cdot K_2}$$

Aplicando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_1 + \text{p}K_2) \longrightarrow \text{pH} = \frac{1}{2} (2,35 + 9,78) = 6,06$$

La respuesta correcta es la **e**.

8.60. Una disolución compuesta inicialmente de ácido hidrazoico ( $\text{HN}_3$ ) 0,5 M y de  $\text{NaN}_3$  0,25 M tiene un pH de 4,78; cuando se alcanza el equilibrio. ¿Cuál es la  $K_b$  del  $\text{N}_3^-$ ?

a)  $1,7 \cdot 10^{-5}$

b)  $1,7 \cdot 10^{-11}$

c)  $1,2 \cdot 10^{-9}$

d)  $1,2 \cdot 10^{-7}$

e)  $8,5 \cdot 10^{-6}$

(Dato.  $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ )

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

Una disolución reguladora formada por una mezcla de  $\text{HN}_3$  y  $\text{NaN}_3$ :



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{N}_3^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HN}_3]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{N}_3^-]}{[\text{HN}_3]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de *Henderson-Hasselbach* que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{N}_3^-]}{[\text{HN}_3]}$$

Sustituyendo se obtiene:

$$4,78 = \text{p}K_a + \log \frac{0,25}{0,50} \quad \longrightarrow \quad \text{p}K_a = 5,08$$

La constante de acidez del  $\text{HN}_3$  es:

$$K_a = 10^{-5,08}$$

La relación entre la constante de fuerza de un ácido y su base conjugada viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{10^{-5,08}} = 1,2 \cdot 10^{-9}$$

La respuesta correcta es la c.

8.61. Un jabón comercial está formado principalmente por palmitato sódico. ¿Cuál será el pH de una disolución 0,1 M de este jabón?

a) 10

b) 3

c) 7

d) 9

e) 11

(Dato.  $K_a$  ácido palmítico =  $10^{-5}$ )

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

El palmitato de sodio es una sal procedente de ácido débil y base fuerte, NaA, que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte NaOH por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{A}^-$  es la base conjugada del ácido débil HA y se hidroliza según la ecuación:



La constante de basicidad (hidrólisis) del ion palmitato es:

$$K_b = \frac{[\text{HA}] [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{HA}] = [\text{OH}^-] \quad [\text{A}^-] \approx 0,1 \text{ M}$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$10^{-9} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0,1} \quad \longrightarrow \quad [\text{OH}^-] = 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log(10^{-5}) = 5,0 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 5,0 = \mathbf{9,0}$$

La respuesta correcta es la **d**.

*8.62. El ácido acético en amoníaco líquido como disolvente:*

- Es un ácido más débil que el agua.*
- Estará más ionizado que en disolución acuosa.*
- Es igualmente débil, porque el pK de un ácido no depende de la naturaleza del disolvente.*
- Actúa como base.*

(O.Q.L. Asturias 2004)

Como el amoníaco es una base más fuerte que el agua el equilibrio existente entre estas sustancias:



se encuentra más desplazado hacia la derecha.

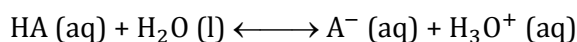
La respuesta correcta es la **b**.

*8.63. Se dispone de una disolución acuosa de un ácido HA. Si se quiere saber si se trata de un ácido fuerte o débil, bastaría conocer:*

- Su pH y su concentración.*
- Sólo su pH.*
- Sólo su concentración.*
- Su punto de congelación y la constante crioscópica del agua.*

(O.Q.L. Asturias 2004)

El ácido HA se encuentra dissociado en iones según la ecuación:



La constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[A^-] = [H_3O^+] \quad [HA] \approx c$$

De la expresión de la constante de acidez y del concepto de pH se obtiene:

$$\left. \begin{array}{l} K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{c} \\ [H_3O^+] = 10^{-pH} \end{array} \right\} \longrightarrow K_a = \frac{10^{-2(pH)}}{c}$$

Si  $K_a \gg 1$  se trata un ácido fuerte, en caso contrario se trata de un ácido débil.

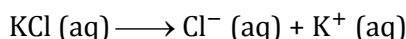
La respuesta correcta es la **a**.

8.64. De las sustancias que se citan a continuación, señale aquella que al disolverse en agua produce una modificación del pH:

- a) KCl
- b) KNO<sub>3</sub>
- c) K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- d) Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2006)

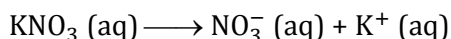
a) Falso. El cloruro de potasio, KCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion K<sup>+</sup>, es el ácido conjugado débil de la base fuerte KOH por lo que no se hidroliza.
- El ion Cl<sup>-</sup> es la base conjugada débil del ácido fuerte HCl por lo que no se hidroliza.

El pH de la disolución no sufre ninguna modificación ya que es 7 y lo proporciona el H<sub>2</sub>O.

b) Falso. El nitrato de potasio, KNO<sub>3</sub>, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion K<sup>+</sup>, es el ácido conjugado débil de la base fuerte KOH por lo que no se hidroliza.
- El ion NO<sub>3</sub><sup>-</sup> es la base conjugada débil del ácido fuerte HNO<sub>3</sub> por lo que no se hidroliza.

El pH de la disolución no sufre ninguna modificación ya que es 7 y lo proporciona el H<sub>2</sub>O.

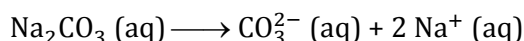
c) Falso. El sulfato de potasio, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



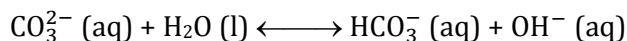
- El ion K<sup>+</sup>, es el ácido conjugado débil de la base fuerte KOH por lo que no se hidroliza.
- Se puede aproximar sin cometer gran error, que el ion SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> es la base conjugada débil del ácido fuerte HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> por lo que no se hidroliza.

El pH de la disolución no sufre ninguna modificación ya que es 7 y lo proporciona el H<sub>2</sub>O.

d) **Verdadero**. El carbonato de sodio, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte  $\text{NaOH}$  por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{CO}_3^{2-}$  es la base conjugada del ácido débil  $\text{HCO}_3^-$  que no se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones  $\text{OH}^-$  por lo **se modifica el pH** que se hace  $> 7$  y la disolución es básica.

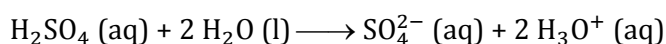
La respuesta correcta es la **d**.

8.65. El pH de una disolución  $10^{-4}$  molar de ácido sulfúrico es igual a:

- a) 7,4
- b) 4,0
- c) 3,7
- d) 10,3

(O.Q.L. Madrid 2004)

El ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , es un ácido diprótico fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la ecuación:



Como la constante  $K_2$  es muy grande, se puede hacer la aproximación de que el ácido es fuerte también en la segunda ionización. Por tanto, considerando 1 L de disolución:

$$10^{-4} \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \frac{2 \text{ mol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_3\text{O}^+$$

El pH de esta disolución es:

$$\text{pH} = -\log (2 \cdot 10^{-4}) = 3,7$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.66. Una disolución de un ácido débil monoprótico y de una de sus sales tendrá la máxima eficacia reguladora de pH cuando:

- a) El pH sea 7.
- b) La concentración del ácido y de la sal sean iguales y elevadas.
- c) La concentración del ácido sea elevada.
- d) El pH sea alcalino.

(O.Q.L. Madrid 2004)

Una disolución reguladora formada por una mezcla de un ácido débil monoprótico,  $\text{HA}$ , y una de sus sales que contenga su base conjugada,  $\text{A}^-$ :



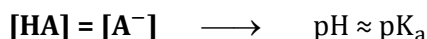
La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de *Henderson-Hasselbach* que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

La capacidad reguladora máxima de una disolución tampón se consigue si es capaz de neutralizar pequeñas cantidades de ácido o base sin que haya una variación apreciable de pH. Esto se consigue si:



La respuesta correcta es la **b**.

8.67. Al hacer burbujear  $\text{SO}_2$  a través de una disolución de hidróxido sódico en exceso, se formará:

- $\text{Na}_2\text{SO}_3$
- $\text{Na}_2\text{SO}_4$
- $\text{NaHSO}_4$
- $\text{NaHSO}_3$
- $\text{H}_2\text{SO}_3$

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.N. Sevilla 2010)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre  $\text{SO}_2$  y  $\text{NaOH}$  es:



Se trata de una reacción ácido-base, en la que  $\text{SO}_2$  es el ácido y  $\text{NaOH}$  la base.

La respuesta correcta es la **a**.

8.68. Si se quiere impedir la hidrólisis que sufre el  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , ¿cuál de los siguientes métodos será más eficaz?

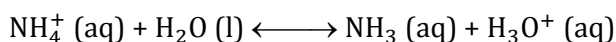
- Añadir  $\text{NaOH}$  a la disolución.
- Diluir la disolución.
- Añadir  $\text{NaCl}$  a la disolución.
- Añadir  $\text{NH}_3$  a la disolución.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. Asturias 2007)  
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

En la hidrólisis del  $\text{NH}_4\text{Cl}$ :

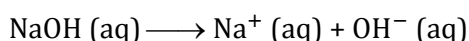


- El ión  $\text{Cl}^-$  no se hidroliza ya que procede de un ácido fuerte,  $\text{HCl}$ .
- El ión  $\text{NH}_4^+$  se hidroliza de acuerdo con la ecuación:



Si se desea que no se produzca la hidrólisis del ion  $\text{NH}_4^+$  es preciso que el equilibrio se encuentre desplazado hacia la izquierda, hacia la formación de  $\text{NH}_4^+$ .

a) Falso. El  $\text{NaOH}$  en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones  $\text{OH}^-$  reaccionan con los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  producidos en la hidrólisis del  $\text{NH}_4^+$ , por tanto, de acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, la adición de  $\text{NaOH}$  a la disolución, favorece la hidrólisis del  $\text{NH}_4^+$ .

b) Falso. La adición de  $\text{H}_2\text{O}$ , de acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, desplaza el equilibrio hacia la derecha y favorece la hidrólisis del  $\text{NH}_4^+$ .

c) Falso. El  $\text{NaCl}$  en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



El  $\text{NaCl}$  no presenta ningún ion común con el equilibrio correspondiente a la hidrólisis del  $\text{NH}_4^+$ , por tanto, no afecta a la hidrólisis del mismo.

d) **Verdadero**. De acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, **si se añade  $\text{NH}_3$**  a la disolución, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consume el  $\text{NH}_3$  añadido, es decir se desplaza hacia la formación de  $\text{NH}_4^+$ , por lo tanto, **se impide su hidrólisis**.

La respuesta correcta es la **d**.

8.69. Tres disoluciones de igual concentración conteniendo tres sales sódicas de fórmula general  $\text{NaX}$ ,  $\text{NaY}$ ,  $\text{NaZ}$  presentan valores de pH 7, 8 y 9 respectivamente. Decir cuál o cuáles de los aniones  $\text{X}^-$ ,  $\text{Y}^-$  o  $\text{Z}^-$  dio lugar a una reacción ácido-base (hidrólisis) frente al agua.

a)  $\text{X}^-$ ,  $\text{Z}^-$

b)  $\text{X}^-$ ,  $\text{Y}^-$

c)  $\text{Y}^-$ ,  $\text{Z}^-$

d) Ninguno

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Se trata de tres sales procedentes de una base fuerte,  $\text{NaOH}$  y ácidos de diferente fuerza. En ellas el catión  $\text{Na}^+$  no se hidroliza.

De los aniones, sufrirán hidrólisis los que procedan de ácidos débiles que se hidrolizan de acuerdo con la ecuación:



La constante de basicidad (hidrólisis) del anión se calcula mediante la relación:

$$\left. \begin{array}{l} K_b = \frac{[\text{HA}] [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \\ K_b = \frac{K_w}{K_a} \end{array} \right\} \longrightarrow \frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{HA}] [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{OH}^-] = [\text{HA}] \quad [\text{A}^-] = c - x \approx c$$

La expresión anterior queda como:

$$\frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c}$$

Teniendo en cuenta que:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

se obtiene una expresión que permite obtener el valor de  $K_a$  (HA) en función de  $c$  y el pH de la disolución:

$$K_a = c \frac{10^{-2(\text{pH})}}{K_w}$$

Suponiendo para todas las sales disoluciones 1 M:

$$\text{Sal NaX (pH = 7)} \longrightarrow K_a = 1 \frac{10^{-(2 \cdot 7)}}{10^{-14}} = 1$$

El ácido HX es un ácido fuerte, por tanto, el anión  $X^-$  no se hidroliza.

$$\text{Sal NaY (pH = 8)} \longrightarrow K_a = 1 \frac{10^{-(2 \cdot 8)}}{10^{-14}} = 10^{-2}$$

El ácido HY es un ácido débil, por tanto, **el anión  $Y^-$  se hidroliza.**

$$\text{Sal NaZ (pH = 9)} \longrightarrow K_a = 1 \frac{10^{-(2 \cdot 9)}}{10^{-14}} = 10^{-4}$$

El ácido HZ es un ácido débil, por tanto, **el anión  $Z^-$  se hidroliza.**

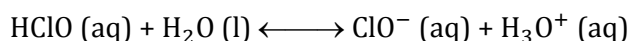
La respuesta correcta es la **c**.

8.70. El ácido hipocloroso ( $\text{HClO}$ ) tiene una constante de ionización de  $3,2 \cdot 10^{-8}$ . ¿Cuál es el porcentaje de ionización en disoluciones 1,0 y 0,1 M, respectivamente?

- a) 0,018% y 0,056%
- b) 0,032% y 0,0032%
- c) 0,56% y 0,18%
- d) 0,56% en ambas.
- e) 0,32% en ambas.

(O.Q.N. Luarca 2005)

El  $\text{HClO}$  es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con el equilibrio:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]}$$

Las concentraciones en el equilibrio en función de la concentración inicial  $c$  y del grado de ionización  $\alpha$  es:

$$[\text{ClO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha \quad [\text{HClO}] = c - x \approx c$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c} = c\alpha^2 \longrightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

Sustituyendo se obtiene:

$$c = 1,0 \text{ M} \longrightarrow \alpha = \sqrt{\frac{3,2 \cdot 10^{-8}}{1,0}} 100 = \mathbf{0,018\%}$$



$$c = 0,1 \text{ M} \longrightarrow \alpha = \sqrt{\frac{3,2 \cdot 10^{-8}}{0,1}} 100 = \mathbf{0,057\%}$$

La respuesta correcta es la **a**.

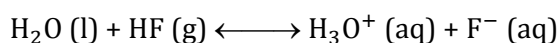
8.71. ¿En cuál de los siguientes casos el agua actúa como una base de Lewis pero no como una base según la definición de Brønsted-Lowry?

- a)  $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{HF} (\text{g}) \longleftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + \text{F}^- (\text{aq})$   
 b)  $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{CN}^- (\text{aq}) \longleftrightarrow \text{OH}^- (\text{aq}) + \text{HCN} (\text{aq})$   
 c)  $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) \longleftrightarrow \text{Cu}(\text{H}_2\text{O})^{2+} (\text{aq})$   
 d)  $2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{PO}_4^{3-} (\text{aq}) \longleftrightarrow 2 \text{OH}^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{PO}_4^- (\text{aq})$   
 e)  $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) [\text{electrólisis}] \longrightarrow 2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$

(O.Q.N. Luarca 2005)

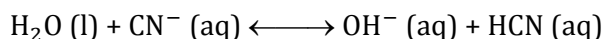
- Según la teoría de Brønsted-Lowry, base es toda especie química capaz de aceptar protones de un ácido.
- Según la teoría de Lewis, base es toda especie química que posee un par de electrones solitarios que puede compartir con un ácido.

a) **Verdadero**. En la reacción:



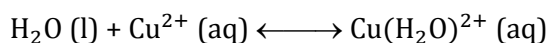
el  $\text{H}_2\text{O}$  **capta un protón** (base de Brønsted) de HF y **comparte un par de electrones solitarios** (base de Lewis) con el  $\text{H}^+$ .

b) Falso. En la reacción:



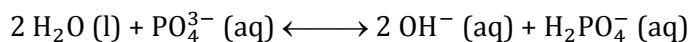
el  $\text{H}_2\text{O}$  cede un protón (ácido de Brønsted) al  $\text{CN}^-$  y no se comporta como base de Lewis.

c) Falso. En la reacción:



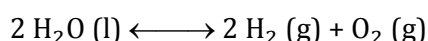
el  $\text{H}_2\text{O}$  comparte un par de electrones solitarios (base de Lewis) con el  $\text{Cu}^{2+}$  y no se comporta como base de Brønsted.

d) Falso. En la reacción:



el  $\text{H}_2\text{O}$  cede un protón (ácido de Brønsted) al ion fosfato y no se comporta como base de Lewis.

e) Falso. La reacción:



Es una reacción de oxidación-reducción, no de ácido-base.

La respuesta correcta es la **c**.

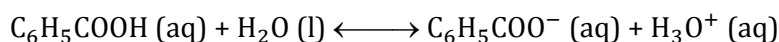
8.72. Se preparan 500 mL de disolución reguladora disolviendo 2,16 g de benzoato de sodio ( $\text{NaC}_6\text{H}_5\text{COO}$ ) en el volumen suficiente de ácido benzoico 0,033 M. El pH es:

- a) 4,16
- b) 4,37
- c) 4,64
- d) 5,77
- e) 6,30

(Dato.  $K_a$  ácido benzoico =  $6,3 \cdot 10^{-5}$ )

(O.Q.N. Luarca 2005)

Una disolución reguladora formada por una mezcla de  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$  y  $\text{NaC}_6\text{H}_5\text{COO}$ :



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de *Henderson-Hasselbach* que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

La concentración de la disolución de benzoato de sodio es:

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = \frac{2,16 \text{ g NaC}_6\text{H}_5\text{COO}}{500 \text{ mL disolución}} \frac{1 \text{ mol NaC}_6\text{H}_5\text{COO}}{144 \text{ g NaC}_6\text{H}_5\text{COO}} \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,030 \text{ M}$$

Sustituyendo se obtiene:

$$\text{pH} = -\log(6,3 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{0,030}{0,033} = \mathbf{4,16}$$

La respuesta correcta es la **a**.

8.73. En la valoración de  $\text{NaHCO}_3$  (aq) con  $\text{NaOH}$  (aq), indique si la disolución en el punto de equivalencia es ácida, básica o neutra y porqué.

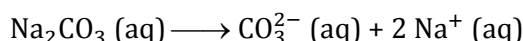
- a) Básica por el exceso de  $\text{OH}^-$ .
- b) Ácida por la hidrólisis del ion  $\text{HCO}_3^-$ .
- c) Ácida por la hidrólisis del  $\text{Na}^+$ .
- d) Neutra porque se forma una sal de ácido fuerte y base fuerte.
- e) Básica por la hidrólisis del  $\text{CO}_3^{2-}$ .

(O.Q.N. Luarca 2005)

El  $\text{NaHCO}_3$  es un anfótero, sustancia que puede comportarse como ácido y como base dependiendo del medio en el que se encuentre. En este caso frente al  $\text{NaOH}$  (base fuerte) se comporta como ácido y la ecuación química correspondiente a la reacción es:

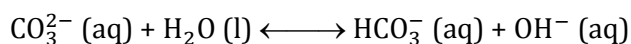


El carbonato de sodio es una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte  $\text{NaOH}$  por lo que no se hidroliza.

▪ El ion  $\text{CO}_3^{2-}$  es la base conjugada del ácido débil  $\text{HCO}_3^-$  y **se hidroliza** según la ecuación:



Como se observa, se producen iones  $\text{OH}^-$  por lo que el  $\text{pH} > 7$  y **la disolución es básica**.

La respuesta correcta es la **e**.

8.74. Un ácido débil monoprótico está ionizado un 1% a 25°C. ¿Cuál de los siguientes datos sería necesario conocer además para calcular la constante de ionización del ácido?

- La conductividad equivalente a dilución infinita.
- La masa molar del ácido.
- El pH de la disolución.
- El producto iónico del agua.

(O.Q.L. Asturias 2005)

Un ácido monoprótico débil HA se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:



La constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Expresando las concentraciones en el equilibrio en función de la concentración inicial  $c$  y del grado de ionización  $\alpha$  se cumple que:

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha \quad [\text{HA}] = c(1 - \alpha) \approx c$$

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c} = c\alpha^2$$

Como se observa, el valor de la constante **depende del grado de disociación y de la concentración inicial** y esta se puede calcular a partir de la conductividad equivalente a dilución infinita.

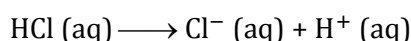
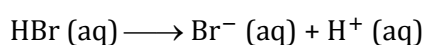
La respuesta correcta es la **a**.

8.75. Se mezclan 100 mL de una disolución de HBr 0,20 M con 250 mL de HCl 0,10 M. Si se supone que los volúmenes son aditivos, ¿cuáles serán las concentraciones de los iones en disolución?

- $[\text{H}^+] = [\text{Cl}^-] = [\text{Br}^-]$ .
- $[\text{H}^+] > [\text{Cl}^-] > [\text{Br}^-]$ .
- $[\text{H}^+] > [\text{Br}^-] > [\text{Cl}^-]$ .
- $[\text{H}^+] > [\text{Cl}^-] = [\text{Br}^-]$ .

(O.Q.L. Asturias 2005)

Los ácidos HCl y HBr son fuertes que se encuentran completamente disociados en iones de acuerdo con las ecuaciones:



El número de moles de cada ion presente en la disolución son:

▪ Para el HBr:

$$0,1 \text{ L HBr } 0,2 \text{ M} \frac{0,2 \text{ mol HBr}}{1 \text{ L HBr } 0,2 \text{ M}} \frac{1 \text{ mol H}^+}{1 \text{ mol HBr}} = 0,02 \text{ mol H}^+$$

$$0,1 \text{ L HBr } 0,2 \text{ M} \frac{0,2 \text{ mol HBr}}{1 \text{ L HBr } 0,2 \text{ M}} \frac{1 \text{ mol Br}^-}{1 \text{ mol HBr}} = 0,02 \text{ mol Br}^-$$

▪ Para el HCl:

$$0,25 \text{ L HCl } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0,1 \text{ M}} \frac{1 \text{ mol H}^+}{1 \text{ mol HCl}} = 0,025 \text{ mol H}^+$$

$$0,1 \text{ L HCl } 0,2 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0,1 \text{ M}} \frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol HCl}} = 0,025 \text{ mol Cl}^-$$

Considerando los volúmenes aditivos, las concentraciones de los iones en la disolución son, respectivamente:

$$[\text{Br}^-] = \frac{0,02 \text{ mol Br}^-}{(0,1+0,25) \text{ L}} = 0,057 \text{ M}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{0,025 \text{ mol Cl}^-}{(0,1+0,25) \text{ L}} = 0,071 \text{ M}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{(0,02+0,025) \text{ mol}}{(0,1+0,25) \text{ L}} = 0,128 \text{ M}$$

Como se observa:

$$[\text{H}^+] > [\text{Cl}^-] > [\text{Br}^-].$$

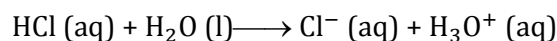
La respuesta correcta es la **b**.

8.76. Un vaso de precipitados contiene 10 mL de HCl 0,1 M. ¿Qué volumen de agua debe añadirse para obtener una disolución con pH = 2?

- a) 10 mL
- b) 100 mL
- c) 1 mL
- d) 90 mL

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Asturias 2007)

El HCl es un ácido fuerte que se encuentra completamente dissociado en iones:



Los mmoles de  $\text{H}_3\text{O}^+$  contenidos en la disolución original son:

$$10 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol HCl}}{10 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M}} \frac{1 \text{ mmol H}_3\text{O}^+}{0,1 \text{ mmol HCl}} = 1 \text{ mmol H}_3\text{O}^+$$

El valor de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  para una disolución con pH = 2 es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} \text{ M}$$

Considerando volúmenes aditivos y llamando V al número de mL de agua a añadir:

$$10^{-2} \text{ M} = \frac{1 \text{ mmol}}{(10+V) \text{ mL}} \longrightarrow V = 90 \text{ mL}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(La cuestión es similar a la propuesta en Tarazona 2003 y Asturias 2004).

8.77. ¿Cuál debe ser la concentración de una disolución acuosa de  $\text{HNO}_3$  para que la  $[\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ M}$ ?

- a)  $10^{-9} \text{ M}$
- b)  $10^{-5} \text{ M}$
- c)  $10^{-1} \text{ M}$
- d)  $10^{-3} \text{ M}$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

En toda disolución acuosa se cumple que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-9}}{10^{-14}} = 10^{-5} \text{ M}$$

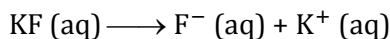
La respuesta correcta es la **b**.

8.78. ¿Cuál de las siguientes sales produce una disolución básica al disolverse en agua?

- a) KF
- b)  $\text{K}_2\text{SO}_4$
- b)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$
- d) KCl

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

a) **Verdadero**. KF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $\text{K}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte KOH por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{F}^-$  es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



La disolución resultante es básica debida a la presencia de los iones  $\text{OH}^-$ .

b) Falso. El sulfato de potasio,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $\text{K}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte KOH por lo que no se hidroliza.
- Se puede aproximar sin cometer gran error, que el ion  $\text{SO}_4^{2-}$  es la base conjugada débil del ácido fuerte  $\text{HSO}_4^-$  por lo que no se hidroliza.

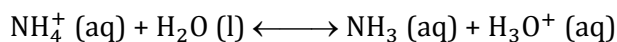
El pH de la disolución no sufre ninguna modificación ya que es 7 y lo proporciona el  $\text{H}_2\text{O}$ .

c) Falso. El nitrato de amonio,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



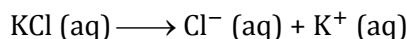
- El ion  $\text{NO}_3^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte  $\text{HNO}_3$  por lo que no se hidroliza.

- El ion  $\text{NH}_4^+$ , es el ácido conjugado de la base débil  $\text{NH}_3$  y se hidroliza según la ecuación:



La disolución resultante es ácida debido a la presencia de los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

d) Falso. El cloruro de potasio, KCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $\text{K}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte KOH por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{Cl}^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte HCl por lo que no se hidroliza.

El pH de la disolución no sufre ninguna modificación ya que es 7 y lo proporciona el  $\text{H}_2\text{O}$ .

La respuesta correcta es la **a**.

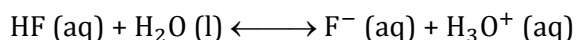
8.79. ¿Cuál será el pH de una disolución acuosa de HF si se disocia un 10%?

- a) pH = 1
- b) pH = 10
- c) pH = 2
- d) pH = 7

(Dato.  $K_a = 7,2 \cdot 10^{-4}$ )

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

El HF es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con el equilibrio:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{F}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]}$$

Las concentraciones en el equilibrio en función de la concentración inicial  $c$  y del grado de ionización  $\alpha$  es:

$$[\text{F}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha \quad [\text{HF}] = c - x \approx c$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c} = c\alpha^2$$

Sustituyendo se obtiene:

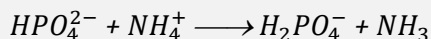
$$c = \frac{K_a}{\alpha^2} = \frac{7,2 \cdot 10^{-4}}{(0,1)^2} = 0,072 \text{ M}$$

El valor de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  y del pH de la disolución son, respectivamente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha = 0,1 (0,072 \text{ M}) = 7,2 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = -\log (7,2 \cdot 10^{-3}) = \mathbf{2,1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.80. En la siguiente reacción:



- a) El ion  $\text{HPO}_4^{2-}$  actúa como ácido de Brønsted-Lowry.  
 b) El ion  $\text{NH}_4^+$  actúa como ácido de Lewis.  
 c) El ion  $\text{HPO}_4^{2-}$  actúa como ácido de Lewis.  
 d) El ion  $\text{NH}_4^+$  actúa como ácido de Brønsted-Lowry.

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

Según la teoría de Brønsted-Lowry:

- ácido es toda especie química capaz de ceder protones a una base.
- base es toda especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

El papel del ion  $\text{HPO}_4^{2-}$  es:



- $\text{HPO}_4^{2-}$  capta un protón del  $\text{H}_2\text{O}$  y se comporta como **base** de Brønsted.

El papel del ion  $\text{NH}_4^+$  es:



- $\text{NH}_4^+$  cede un protón al  $\text{H}_2\text{O}$  y se comporta como **ácido** de Brønsted.

En este caso, la teoría de Lewis no explica el comportamiento de ninguno de los iones propuestos como ácido o base.

La respuesta correcta es la **d**.

8.81. En la valoración de una disolución de ácido nitroso 0,20 M con hidróxido de sodio 0,20 M, el pH del punto de equivalencia es:

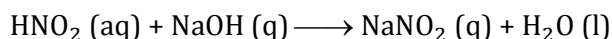
- a) 5,83  
 b) 7,00  
 c) 8,17  
 d) 9,00

(Datos.  $K_a \text{HNO}_2 = 4,6 \cdot 10^{-4}$ ;  $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ )

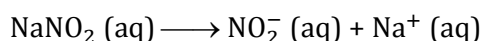
(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

El pH del punto de equivalencia en una reacción de neutralización depende de la sustancia existente al final de la misma.

La ecuación química correspondiente a la reacción entre  $\text{HNO}_2$  y  $\text{NaOH}$  es:

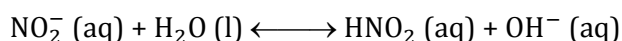


El  $\text{NaNO}_2$  resultante de la reacción es una sal procedente de ácido débil y base fuerte. En disolución acuosa el  $\text{NaNO}_2$  se encuentra disociado como:



Las reacciones de los iones con  $\text{H}_2\text{O}$  son:

- $\text{Na}^+$  es el ácido conjugado de la base fuerte  $\text{NaOH}$  y no se hidroliza.
- $\text{NO}_2^-$  es la base conjugada del ácido débil  $\text{HNO}_2$



El valor de su constante de basicidad (hidrólisis) es:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,6 \cdot 10^{-4}} = 2,2 \cdot 10^{-11}$$

Al ser la estequiometría de la reacción entre  $\text{HNO}_2$  y  $\text{NaOH}$  1:1 y presentar ambas sustancias la misma concentración, los volúmenes gastados en el punto de equivalencia serán iguales, luego la concentración de la disolución resultante será:

$$\frac{V \text{ L NaOH } 0,2 \text{ M} \cdot \frac{0,2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH } 0,2 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_2}{1 \text{ mol NaOH}}}{2V \text{ L disolución}} = 0,1 \text{ M}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{OH}^-] = [\text{HNO}_2] = x \quad \text{NO}_2^- = c - x \approx c$$

Sustituyendo en la expresión de  $K_b$ :

$$K_b = \frac{[\text{HNO}_2][\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]} = \frac{x^2}{c}$$

$$2,2 \cdot 10^{-11} = \frac{x^2}{0,1} \quad \longrightarrow \quad x = 1,5 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1,5 \cdot 10^{-6}) = 5,83 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 5,83 = \mathbf{8,17}$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.82. Indique cuál de los siguientes pares iónicos representa un ácido y su base conjugada.

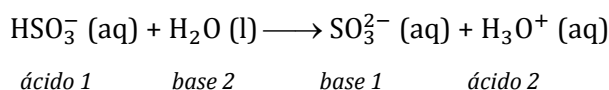
- a)  $\text{NH}_3 / \text{NH}_4^+$
- b)  $\text{SO}_3^{2-} / \text{OH}^-$
- c)  $\text{HSO}_3^- / \text{SO}_3^{2-}$
- d)  $\text{H}_2\text{SO}_4 / \text{H}_3\text{O}^+$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

Según la teoría de Brønsted-Lowry:

- ácido es toda especie química capaz de ceder protones a una base.
- base es toda especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

El par  $\text{HSO}_3^- / \text{SO}_3^{2-}$  es el único que cumple la condición propuesta:



La respuesta correcta es la **c**.

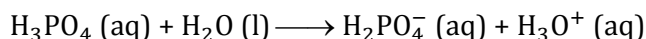
8.83. Calcula el pH de una disolución de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  0,020 M, sabiendo que  $K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$  y  $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ :

- a) 3,50
- b) 2,35
- c) 2,04
- d) 0,96
- e) 4,50

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)



Se trata de un ácido poliprótico en el que  $K_1 \gg K_2$ , por lo que se puede aproximar sin cometer gran error que prácticamente todos los protones se liberan en la primera ionización:



La tabla de concentraciones es:

	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	$\text{H}_3\text{O}^+$
$C_{\text{inicial}}$	0,02	—	—
$C_{\text{transformado}}$	x	—	—
$C_{\text{formado}}$	—	x	x
$C_{\text{equilibrio}}$	$0,02 - x$	x	x

Sustituyendo:

$$7,5 \cdot 10^{-3} = \frac{x^2}{0,02 - x} \quad \longrightarrow \quad x = 9,06 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(9,06 \cdot 10^{-3}) = \mathbf{2,04}$$

La respuesta correcta es la **c**.

*8.84. El ácido acético es un ácido débil, mientras que el HCl es fuerte. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?*

- a) El pH de una disolución de HCl 0,1 M es 1.  
 b) Una disolución que contiene 0,1 moles de ácido acético y 0,1 moles de acetato de sodio puede ser una disolución tampón.  
 c) El pH de una disolución 0,1 M de HCl es menor que el de una disolución 0,1 M de ácido acético.  
 d) El pH de una disolución formada mezclando cantidades equimoleculares de hidróxido de sodio y de ácido clorhídrico será mayor que el de una disolución similar formada por hidróxido de sodio y ácido acético.

*(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)*

a) Verdadero. El HCl es un ácido fuerte que se encuentra completamente dissociado en iones, de forma que una disolución 0,1 M de dicho ácido proporciona una  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \text{ M}$ . Por tanto, el pH de dicha disolución es 1.

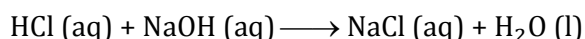
b) Verdadero. Una disolución tampón está formada por un ácido (o base) débil y una sal que contenga su base (o ácido) conjugado. Éste es el caso de la mezcla propuesta:



Además, para que sea un buen tampón, es preciso que las concentraciones del ácido y la base conjugada sean similares.

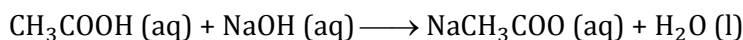
c) Verdadero. El  $\text{CH}_3\text{COOH}$  es un ácido débil que se encuentra parcialmente dissociado en iones, de forma que una disolución 0,1 M de dicho ácido proporciona una  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  menor que la que proporcionaría una disolución de HCl de la misma concentración. Por tanto, el pH de dicha disolución es mayor que 1.

d) **Falso**. La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

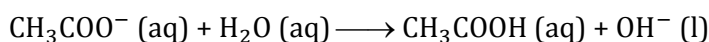


La sal formada, NaCl, es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte por lo que los iones que la forman no se hidrolizan y el pH de la disolución resultante lo proporciona el agua, 7, y la disolución es neutra.

La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:



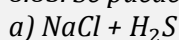
La sal formada, NaCH<sub>3</sub>COO, es una sal procedente de ácido débil y base fuerte por lo que uno de los iones que la forman, CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>, sí se hidroliza:



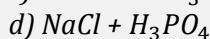
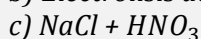
y la disolución resultante contiene iones OH<sup>-</sup>, por lo que pH > 7, y la disolución es básica.

La respuesta correcta es la **d**.

8.85. Se puede obtener HCl mediante la siguiente reacción:



b) *Electrólisis de una disolución acuosa de NaCl.*



(O.Q.N. Vigo 2006)

a-e) Falso. Para que se produzca HCl a partir de NaCl debe tener lugar una reacción ácido-base en la que es preciso que el ácido que reaccione con el Cl<sup>-</sup> (base conjugada) del HCl sea lo suficientemente fuerte. Los ácidos H<sub>2</sub>S y HF son demasiado débiles para producir la reacción de desplazamiento.

b) Falso. La electrólisis de NaCl (aq) produciría el desprendimiento de H<sub>2</sub> y Cl<sub>2</sub>.

c) Falso. El HNO<sub>3</sub> no es apropiado ya que al ser oxidante produciría la oxidación del Cl<sup>-</sup> a Cl<sub>2</sub>.

d) Verdadero. El H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> tiene la fuerza suficiente para producir la reacción de desplazamiento. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambas sustancias es:



La respuesta correcta es la **d**.

8.86. Una disolución con pH = 4 es 100 veces menos ácida que una disolución con pH igual a:

a) 1

b) 2

c) 5

d) 6

e) 7

(O.Q.N. Vigo 2006)

De acuerdo con el concepto de pH, una disolución con pH = 4:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4} \text{ M}$$

Una disolución 100 veces más ácida que la anterior tiene una [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 100 (10^{-4} \text{ M}) = 10^{-2} \text{ M}$$

El pH de esta disolución es:

$$\text{pH} = -\log(10^{-2}) = 2$$

La respuesta correcta es la **b**.

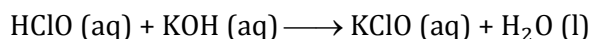
8.87. Cuando se valora  $\text{HOCl}$  ( $K_a = 3,0 \cdot 10^{-8}$ ) con  $\text{KOH}$ , ¿cuál será el mejor indicador?

- a) Timolftaleína,  $\text{p}K_a = 9,9$
- b) Azul de bromotimol,  $\text{p}K_a = 7,10$
- c) Verde de bromocresol,  $\text{p}K_a = 4,66$
- d) Rojo de clorofenol,  $\text{p}K_a = 6$
- e) Azul de bromofenol,  $\text{p}K_a = 3,85$

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Asturias 2008)

El pH del punto final de una valoración viene dado por las sustancias presentes en ese instante en la disolución.

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre  $\text{HClO}$  y  $\text{KOH}$  es:



El hipoclorito de potasio,  $\text{KClO}$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $\text{K}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte  $\text{KOH}$  por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{ClO}^-$  es la base conjugada del ácido débil  $\text{HClO}$  y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones  $\text{OH}^-$  por lo que el pH de la disolución resultante es bastante mayor que 7. El indicador **timolftaleína ( $\text{p}K_a = 9,9$ )** será apropiado para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que haga que la disolución tenga pH básico.

Los indicadores azul de bromofenol, verde de bromocresol y rojo de clorofenol tienen un  $\text{p}K_a < 7$  lo que hace que sean apropiados para una valoración en la que en el punto final exista una sustancia que haga que la disolución tenga pH ácido.

El indicador azul de bromotimol tampoco es apropiado ya que tiene un  $\text{p}K_a$  casi neutro por lo que sería apropiado para la reacción entre un ácido fuerte y una base fuerte en la que en el punto final exista una sustancia que haga que la disolución tenga pH neutro.

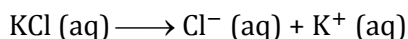
La respuesta correcta es la **a**.

8.88. ¿Cuál de las siguientes sales producirá una disolución básica cuando se disuelve en agua?

- a)  $\text{KCl}$
- b)  $\text{NaF}$
- c)  $\text{KNO}_3$
- d)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$
- e)  $\text{KClO}_3$

(O.Q.N. Vigo 2006)

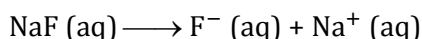
a) Falso. El cloruro de potasio,  $\text{KCl}$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $\text{K}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte KOH por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{Cl}^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte HCl por lo que no se hidroliza.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el  $\text{H}_2\text{O}$  y la disolución es neutra.

b) **Verdadero.** El fluoruro de sodio, NaF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

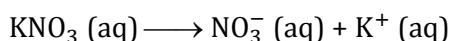


- El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte NaOH por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{F}^-$  es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones  $\text{OH}^-$  por lo que el  $\text{pH} > 7$  y **la disolución es básica.**

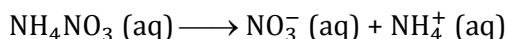
c) Falso. El nitrato de potasio,  $\text{KNO}_3$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



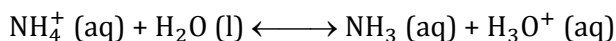
- El ion  $\text{K}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte KOH por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{NO}_3^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte  $\text{HNO}_3$  por lo que no se hidroliza.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el  $\text{H}_2\text{O}$  y la disolución es neutra.

d) Falso. El nitrato de amonio,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $\text{NO}_3^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte  $\text{HNO}_3$  por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{NH}_4^+$ , es el ácido conjugado de la base débil  $\text{NH}_3$  y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  por lo que el  $\text{pH} < 7$  y la disolución es ácida.

e) Falso. El clorato de potasio,  $\text{KClO}_3$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $\text{K}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte KOH por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{ClO}_3^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte  $\text{HClO}_3$  por lo que no se hidroliza.

El pH de la disolución es 7 ya que lo proporciona el  $\text{H}_2\text{O}$  y la disolución es neutra.

La respuesta correcta es la **b**.

8.89. ¿Cuál de las siguientes bases es más fuerte?

- a) Amoníaco ( $pK_b = 4,75$ )
- b) Metilamina ( $pK_b = 3,44$ )
- c) Urea ( $pK_b = 13,90$ )
- d) Piridina ( $pK_b = 8,75$ )

(O.Q.N. Madrid 2006)

La fuerza de una base viene determinada por el valor de su constante de basicidad o fuerza,  $K_b$ . Cuanto mayor es este valor mayor es la fuerza de la base.

El  $pK_b$  de una base se define como:

$$pK_b = -\log K_b$$

Una base será tanto más fuerte cuanto menor sea el valor de su  $pK_b$ .

Las bases dadas ordenadas de más fuerte a más débil:

**Metilamina (3,44) > Amoníaco (4,75) > Piridina (8,75) > Urea (13,90)**

La respuesta correcta es la **b**.

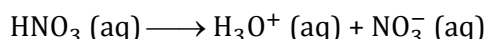
8.90. ¿Cuál es el pH de una disolución de  $HNO_3$   $10^{-8}$  M?

- a) 6
- b) 2
- c) 8
- d) 6,98

(Dato.  $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$ )

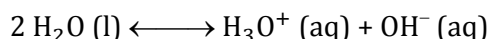
(O.Q.L. Madrid 2006)

El  $HNO_3$  es un ácido fuerte que se encuentra totalmente disociado en iones de acuerdo con la ecuación:



Por tanto,  $[H_3O^+] = [NO_3^-] = 10^{-8}$  M.

El  $H_2O$  es una sustancia que se comporta como ácido o base débil y se disocia parcialmente según la ecuación:



Este equilibrio se encuentra modificado por la presencia de los iones procedentes del  $HNO_3$ . Llamando  $x$  a las nuevas concentraciones de  $[H_3O^+]$  y  $[OH^-]$ , la cantidad total de iones hidroxilo de la disolución se puede calcular de acuerdo con este equilibrio:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$$

$$1,0 \cdot 10^{-14} = (x + 10^{-8}) x \longrightarrow x = 9,5 \cdot 10^{-8} \text{ M.}$$

$$[H_3O^+] = (x + 10^{-8}) \text{ M} = 1,05 \cdot 10^{-7} \text{ M} \longrightarrow \text{pH} = -\log (1,05 \cdot 10^{-7}) = \mathbf{6,98}$$

La respuesta correcta es la **d**.

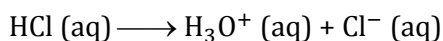
(Esta cuestión es similar a la propuesta en Navacerrada 1996).

8.91. Se dispone de dos disoluciones:  $20 \text{ cm}^3$  de HCl 0,3 M y  $40 \text{ cm}^3$  de NaOH 0,1 M. El pH de ambas disoluciones es:

- a) 2,2 y 13
- b) 0,52 y 13
- c) 1,2 y 14
- d) 0,22 y 14

(O.Q.L. Madrid 2006)

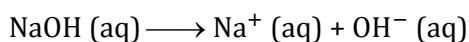
▪ El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente disociado en iones de acuerdo con la ecuación:



Por tanto,  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = 0,3 \text{ M}$ .

$$\text{pH} = -\log(0,3) = \mathbf{0,52}$$

▪ El NaOH es una base fuerte que se encuentra totalmente disociada en iones de acuerdo con la ecuación:



Por tanto,  $[\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = 0,1 \text{ M}$ .

$$\text{pOH} = -\log(0,1) = 1 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1 = \mathbf{13}$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.92. Dados los equilibrios:



Si para una misma concentración de  $\text{HB}_1$  y  $\text{HB}_2$ , la  $[\text{B}_2^-]$  es mayor que  $[\text{B}_1^-]$ , se puede decir que:

- a) El ácido  $\text{HB}_2$  es más fuerte que el  $\text{HB}_1$ .
- b)  $K_1 = K_2$ .
- c) El ácido  $\text{HB}_2$  es más débil que el  $\text{HB}_1$ .
- d)  $K_1 > K_2$ .

(O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2011)

Para un ácido débil HB que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez  $K_a$  es:

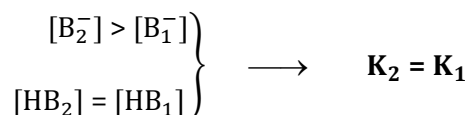
$$K_a = \frac{[\text{B}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HB}]}$$

Las concentraciones en el equilibrio en función de c son:

$$[\text{B}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad \quad [\text{HB}] = c - x \approx c$$

Sustituyendo en la expresión de  $K_a$ :

$$K_a = \frac{x^2}{c}$$



lo que significa que el **ácido HB<sub>2</sub> es más fuerte el ácido HB<sub>1</sub>**.

La respuesta correcta es la **a**.

8.93. En una disolución acuosa  $10^{-3}$  M de ácido butírico ( $HC_4H_7O_2$ )  $pK_a = 4,82$ , se cumple que:

a)  $[H^+] = [C_4H_7O_2^-]$  y  $[HC_4H_7O_2] > [C_4H_7O_2^-]$

b)  $pH = 3$

c)  $[H^+] = [C_4H_7O_2^-] = 10^{-3}$  mol/L

d)  $[HC_4H_7O_2] = [C_4H_7O_2^-]$

(O.Q.L. Asturias 2006)

El ácido butírico es un un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[C_4H_7O_2^-] [H_3O^+]}{[HC_4H_7O_2]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[C_4H_7O_2^-] = [H_3O^+] = x \quad [HC_4H_7O_2] = c - x$$

Si  $pK_a = 11,85$ :

$$K_a = 10^{-pK_a} = 10^{-4,82} = 1,51 \cdot 10^{-5}$$

Sustituyendo en la expresión de  $K_a$ :

$$1,51 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{10^{-3} - x} \longrightarrow x = 9,94 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$pH = -\log(9,94 \cdot 10^{-6}) = 5,00$$

La respuesta correcta es la **a**.

8.94. Se tienen volúmenes iguales de disoluciones 0,1 M, de ácido clorhídrico, HCl, y de ácido acético,  $CH_3COOH$ . ¿Cuál de los dos precisa mayor cantidad de base para su neutralización?

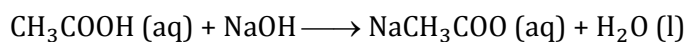
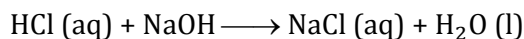
a) HCl

b) Los dos igual

c)  $CH_3COOH$

(O.Q.L. La Rioja 2006)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la neutralización de ambos ácidos son:



- Como se tiene volúmenes iguales de disolución y con la misma concentración molar, ambas contienen el mismo número de moles de soluto.
- Ambos ácidos son monopróticos, por lo que la relación estequiométrica con la base, por ejemplo, NaOH, es la misma.

Por tanto, necesitan el **mismo número de moles de base** para la neutralización.

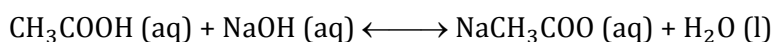
La respuesta correcta es la **b**.

8.95. ¿Cuál de estas disoluciones tendrá  $\text{pH} > 8$ ?

- 20 mL de NaOH 0,2 M + 50 mL de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,1 M
- 25 mL de NaOH 0,2 M + 50 mL de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,1 M
- 25 mL de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,1 M + 20 mL de NaOH 0,1 M
- 25 mL de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,1 M + 15 mL de NaOH 0,1 M
- 25 mL de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,1 M

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y NaOH es:



El pH de la disolución lo proporcionan las sustancias presentes al final de la reacción.

a) Falso. El número de mmoles de cada especie es:

$$50 \text{ mL } \text{CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL } \text{CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M}} = 5 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH}$$

$$20 \text{ mL } \text{NaOH } 0,1 \text{ M} \frac{0,2 \text{ mmol } \text{NaOH}}{1 \text{ mL } \text{NaOH } 0,1 \text{ M}} = 4 \text{ mmol } \text{NaOH}$$

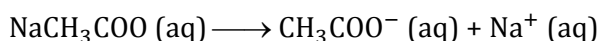
Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 4 mmoles de NaOH, esta sustancia es limitante y consume 4 mmoles de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Al final de la reacción quedan 1 mmol de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  sin reaccionar y 4 mmoles de  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  formados. Dicha mezcla constituye una disolución reguladora ácida y la disolución tiene un  $\text{pH} < 7$ .

b) **Verdadero**. El número de mmoles de cada especie es:

$$50 \text{ mL } \text{CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL } \text{CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M}} = 5 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{COOH}$$

$$25 \text{ mL } \text{NaOH } 0,1 \text{ M} \frac{0,2 \text{ mmol } \text{NaOH}}{1 \text{ mL } \text{NaOH } 0,1 \text{ M}} = 5 \text{ mmol } \text{NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción sólo quedan 5 mmoles de  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  formados. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido débil conjugado de la base fuerte NaOH por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , es la base conjugada del ácido débil  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y se hidroliza según la ecuación:



Se trata de una sal que presenta **hidrólisis básica** y **la disolución tiene un  $\text{pH} > 8$** .



c) Falso. El número de mmoles de cada especie es:

$$25 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

$$20 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}} = 2 \text{ mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 2 mmoles de NaOH, esta sustancia es limitante y consume 2 mmoles de CH<sub>3</sub>COOH. Al final de la reacción quedan 0,5 mmoles de CH<sub>3</sub>COOH sin reaccionar y 2 mmoles de NaCH<sub>3</sub>COO formados. Dicha mezcla constituye una disolución reguladora ácida y la disolución tiene un pH < 7.

d) Falso. El número de mmoles de cada especie es:

$$25 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

$$15 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}} = 1,5 \text{ mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 1,5 mmoles de NaOH, esta sustancia es limitante y consume 1,5 mmoles de CH<sub>3</sub>COOH. Al final de la reacción quedan 1,0 mmoles de CH<sub>3</sub>COOH sin reaccionar y 1,5 mmoles de NaCH<sub>3</sub>COO formados. Dicha mezcla constituye una disolución reguladora ácida y la disolución tiene un pH < 7.

e) Falso. Se trata de una disolución diluida de un ácido débil, CH<sub>3</sub>COOH, que se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:



Como se observa, la disolución contiene H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> y la disolución tiene un pH < 7.

La respuesta correcta es la **b**.

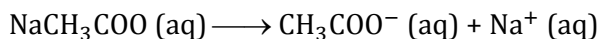
8.96. ¿Cuál será el pH de una disolución 10<sup>-3</sup> M de acetato sódico?

- a) 6,13
- b) 12,2
- c) 1,75
- d) 7,00
- e) 7,87

(Datos.  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$  para el ácido acético;  $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$ )

(O.Q.N. Córdoba 2007)

El acetato de sodio, NaCH<sub>3</sub>COO, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na<sup>+</sup>, es el ácido débil conjugado de la base fuerte NaOH por lo que no se hidroliza.
- El ion CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>, es la base conjugada del ácido débil CH<sub>3</sub>COOH y se hidroliza según la ecuación:



La constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato es:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-] \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx 10^{-3} \text{ M}$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$5,6 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{10^{-3}} \quad \longrightarrow \quad [\text{OH}^-] = 7,5 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

El pOH y pH de la disolución es:

$$\text{pOH} = -\log(7,5 \cdot 10^{-7}) = 6,13 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 6,13 = \mathbf{7,87}$$

La respuesta correcta es la **e**.

8.97. Al añadir unas gotas de un indicador ácido-base a una solución acuosa desconocida se observa color verde. El indicador tiene un intervalo de viraje de 3,8 a 5,4; a  $\text{pH} < 3,8$  es amarillo a  $\text{pH} > 5,4$  es azul, y entre ambos  $\text{pH}$  es verde. ¿Cuál de las soluciones siguientes, todas ellas de la misma concentración, 0,5 M, puede ser la solución desconocida?

- a) Ácido nítrico
- b) Hipoclorito de sodio
- c) Hidróxido de potasio
- d) Cloruro de amonio
- e) Sulfato de sodio

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Asturias 2010)

a) Falso. Una disolución 0,5 M de  $\text{HNO}_3$  (ácido fuerte) tiene un  $\text{pH} \ll 3,8$  (muy ácido), por lo que al añadirle unas gotas de indicador, este tomará color amarillo.

b) Falso. El hipoclorito de sodio,  $\text{NaClO}$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



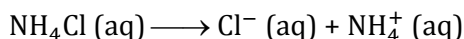
- El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte  $\text{NaOH}$  por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{ClO}^-$  es la base conjugada del ácido débil  $\text{HClO}$  y se hidroliza según la ecuación:



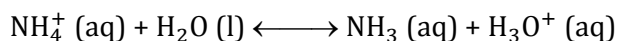
Como se observa, se producen iones  $\text{OH}^-$  por lo que el  $\text{pH} > 7$  y al añadir a la disolución unas gotas de indicador, este tomará color azul.

c) Falso. Una disolución 0,5 M de  $\text{KOH}$  (base fuerte) tiene un  $\text{pH} \gg 5,4$  (muy básico), por lo que al añadirle unas gotas de indicador, este tomará color azul.

d) **Verdadero**. El cloruro de amonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

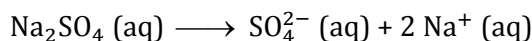


- El ion  $\text{Cl}^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte  $\text{HCl}$  por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{NH}_4^+$ , es el ácido conjugado de la base débil  $\text{NH}_3$  y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  por lo que el pH será débilmente ácido, comprendido entre 3,8 y 5,4 y al añadir a la disolución unas gotas de **indicador**, este **tomará color verde**.

e) Falso. El sulfato de potasio,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte NaOH por lo que no se hidroliza.
- Se puede aproximar sin cometer gran error, que el ion  $\text{SO}_4^{2-}$  es la base conjugada débil del ácido fuerte  $\text{HSO}_4^-$  por lo que no se hidroliza.

Como se observa, se producen iones  $\text{OH}^-$  por lo que el pH > 7 y al añadir a la disolución unas gotas de indicador, este tomará color azul.

La respuesta correcta es la **d**.

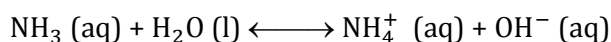
8.98. Calcule el pH de una disolución reguladora 0,1 M en  $\text{NH}_3$  y 1,5 M en  $\text{NH}_4\text{Cl}$  después de añadir 0,1 mol/L de KOH.

- a) 8,08
- b) 8,25
- c) 5,92
- d) 8,41
- e) 5,59

(Dato:  $\text{p}K_b = 4,74$ )

(O.Q.N. Córdoba 2007)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por  $\text{NH}_3$  y  $\text{NH}_4\text{Cl}$  es:



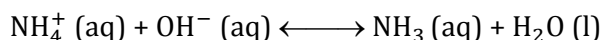
La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = [\text{OH}^-] \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de *Henderson-Hasselbach* que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} \quad \text{pH} = 14 - \text{p}K_b - \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

La adición de 0,1 mol/L de KOH (base) hace que se lleve a cabo la siguiente reacción:



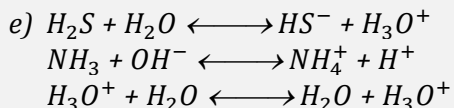
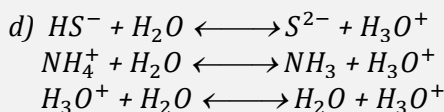
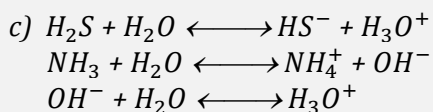
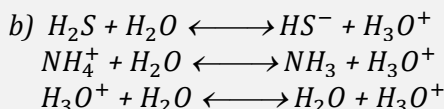
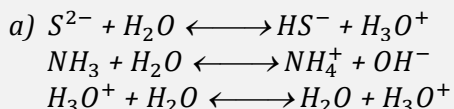
Los 0,1 mol/L de KOH gastan 0,1 mol/L de  $\text{NH}_4^+$  (ácido) y forman 0,1 mol/L de  $\text{NH}_3$  (base).

El pH de la disolución después de la adición de KOH es:

$$\text{pH} = 14 - 4,74 - \log \frac{(1,5-0,1)}{(0,1+0,1)} = \mathbf{8,41}$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.99. Los ácidos conjugados y sus respectivas reacciones ácido-base  $HS^-$ ,  $NH_3$  y  $H_2O$  son:

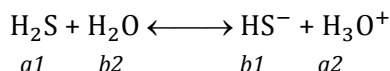


(O.Q.N. Córdoba 2007)

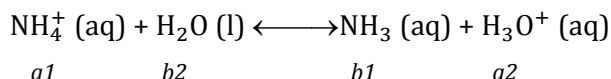
De acuerdo con la teoría ácido-base de *Brønsted-Lowry*:

- Ácido es una especie capaz de ceder protones a una base
- Base es una especie capaz de aceptar protones de un ácido.

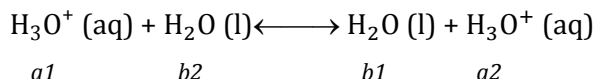
La reacción del  $HS^-$  como base es:



La reacción del  $NH_3$  como base es:



La reacción del  $H_2O$  como base es:



La respuesta correcta es la **b**.

8.100. Calcule los moles de acetato sódico que hay que añadir a 1 L de una disolución 0,2 M de ácido acético para hacer una disolución reguladora de  $pH = 5$ .

- a) 0,36  
 b) 0,40  
 c) 0,63  
 d) 0,20  
 e) 0,48

(Dato:  $pK_a = 4,74$ )

(O.Q.N. Córdoba 2007)

Una disolución reguladora formada por una mezcla de  $CH_3COOH$  y  $NaCH_3COO$ :



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] [H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = [H_3O^+] \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de *Henderson-Hasselbach* que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Si la disolución tiene  $\text{pH} = 5$ , sustituyendo se obtiene:

$$5 = 4,74 + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{0,2} \longrightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,36 \text{ M}$$

El número de moles de  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  que es preciso añadir a la disolución es:

$$1 \text{ L NaCH}_3\text{COO } 0,36 \text{ M} \frac{0,36 \text{ mol NaCH}_3\text{COO}}{1 \text{ L NaCH}_3\text{COO } 0,36 \text{ M}} = \mathbf{0,36 \text{ mol NaCH}_3\text{COO}}$$

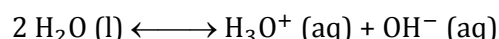
La respuesta correcta es la **a**.

8.101. A  $50^\circ\text{C}$  la  $K_w$  del agua pura es  $5,50 \cdot 10^{-14}$ . El pH del agua a dicha temperatura será:

- a) Ácido
- b) Básico
- c) Neutro
- d) El pH del agua pura es siempre 7.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

Para el equilibrio de disociación del agua a determinada temperatura:



la constante de equilibrio viene dada por la expresión:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 5,50 \cdot 10^{-14}$$

Como para el agua se cumple siempre que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{5,50 \cdot 10^{-14}} = 2,35 \cdot 10^{-7} \text{ M} \longrightarrow \text{pH} = -\log (2,35 \cdot 10^{-7}) = \mathbf{6,63}$$

El pH del agua a la temperatura de  $50^\circ\text{C}$  es  $< 7$ , es decir, **ácido**.

La respuesta correcta es la **a**.

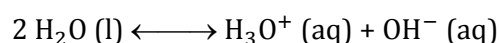
8.102. ¿Qué proposición de las siguientes es cierta?

- a) Un ácido y su base conjugada reaccionan para formar sal y agua.
- b) El  $\text{H}_2\text{O}$  como ácido es su propia base conjugada.
- c) La base conjugada de un ácido débil es una base fuerte.
- d) La base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

a) Falso. No se produce ninguna reacción entre un ácido y su base conjugada.

b) Falso. La reacción del  $\text{H}_2\text{O}$  como ácido es:



c) Falso. Para un ácido débil como el HF y su base conjugada  $\text{F}^-$ :



la relación existente entre ambas constantes es:

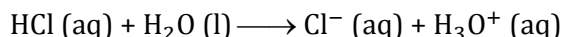
$$K_a(\text{HF}) \cdot K_b(\text{F}^-) = K_w$$

Dada la constante  $K_a(\text{HF}) = 7,1 \cdot 10^{-4}$ , el valor de la constante  $K_b(\text{F}^-)$  es:

$$K_b(\text{F}^-) = \frac{K_w}{K_a(\text{HF})} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{7,1 \cdot 10^{-4}} = 1,4 \cdot 10^{-11}$$

Como se deduce del valor de la constante, la base conjugada también es débil.

d) Falso. Para un ácido fuerte como el HCl y su base conjugada  $\text{Cl}^-$ :



la relación existente entre ambas constantes es:

$$K_a(\text{HCl}) \cdot K_b(\text{Cl}^-) = K_w$$

Dada la constante  $K_a(\text{HCl}) = \infty$ , el valor de la constante  $K_b(\text{Cl}^-)$  es:

$$K_b(\text{Cl}^-) = \frac{K_w}{K_a(\text{HCl})} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{\infty} = 0$$

Como se deduce del valor de la constante, la base conjugada también es débil.

No existe ninguna respuesta correcta.

*8.103. Una disolución acuosa de NaCl tendrá:*

- a) Más protones que iones oxidrilo.
- b) Más iones oxidrilo que protones.
- c) No tendrá protones ni iones oxidrilo.
- d) Tendrá la misma concentración de protones que de iones oxidrilo.

*(O.Q.L. Castilla y León 2007)*

Una disolución acuosa de NaCl contiene iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$  que no se hidrolizan por ser, respectivamente, el ácido y la base conjugada del NaOH (base fuerte) y HCl (ácido fuerte).

Además contiene los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{OH}^-$  cuyas concentraciones son idénticas por proceder del  $\text{H}_2\text{O}$ .

La respuesta correcta es la **d**.

*8.104. El efecto regulador del pH en la sangre se realiza mediante el sistema  $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ . ¿Cuál es la razón  $\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3$  en la sangre sabiendo que su pH es 7,4?*

- a)  $5,2 \cdot 10^{-10}$
- b)  $1,2 \cdot 10^{-3}$
- c) 0,091
- d) 11,0

*Datos.  $K_{a1}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,4 \cdot 10^{-7}$ ;  $K_{a2}(\text{HCO}_3^-) = 4,7 \cdot 10^{-11}$ .*

*(O.Q.L. Madrid 2007)*

La ecuación química correspondiente al equilibrio del  $\text{H}_2\text{CO}_3$  es:



La expresión de la constante  $K_{a1}$  es:

$$K_{a_1} = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

Si el pH = 7,4 el valor de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-7,4} \text{ M}$$

El valor de la relación  $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$  es:

$$\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = \frac{K_{a_1}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \longrightarrow \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = \frac{4,4 \cdot 10^{-7}}{10^{-7,4}} = \mathbf{11}$$

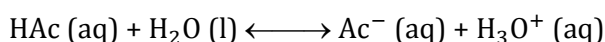
La respuesta correcta es la **d**.

8.105. Se prepara una disolución reguladora ácida que es 0,200 M en HAc y 0,100 M en NaAc. Su pH será más estable:

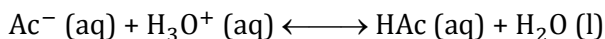
- Con la adición de un ácido.
- Con la adición de una base.
- Será igualmente estable con la adición de un ácido o de una base.
- La estabilidad de las disoluciones reguladoras es independiente de la concentración de los pares conjugados ácido-base.

(O.Q.L. Madrid 2007)

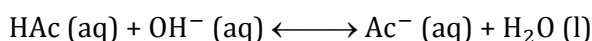
La ecuación química correspondiente al equilibrio del HAc es:



El ácido ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) que se añade a la disolución reguladora reacciona con la base  $\text{Ac}^-$  de acuerdo con la reacción:



La base ( $\text{OH}^-$ ) que se añade a la disolución reguladora reacciona con el ácido HAc de acuerdo con la reacción:



Como la concentración de ácido,  $[\text{HAc}] = 0,2 \text{ M}$  es el doble que la de base  $[\text{Ac}^-] = 0,1 \text{ M}$ , la disolución reguladora es capaz de mantener más el pH frente a la adición de base.

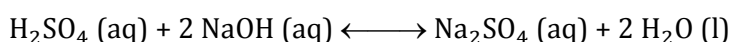
La respuesta correcta es la **b**.

8.106. Cuando se mezclan 50,0 mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,200 M con 35,0 mL de NaOH 0,800 M, el pH de la disolución resultante es:

- 13,0
- 10,8
- 11,0
- 9,22

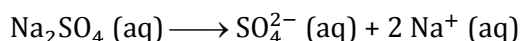
(O.Q.L. Madrid 2007)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre  $\text{H}_2\text{SO}_4$  y NaOH es:



El pH de la disolución lo proporcionan las sustancias presentes al final de la reacción.

El sulfato de sodio formado,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Tanto el ion  $\text{Na}^+$  como el ion  $\text{HSO}_4^-$  son, respectivamente, el ácido y la base conjugada débil de la base  $\text{NaOH}$  y del ácido  $\text{H}_2\text{SO}_4$  fuertes, por lo que ninguno de ellos se hidroliza y por tanto, el  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  formado no influye en el pH de la disolución.

El número de mmoles de cada especie es:

$$\left. \begin{array}{l} 50 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,2 M } \frac{0,2 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,2 M}} = 10 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \\ 35 \text{ mL NaOH 0,8 M } \frac{0,8 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH 0,8 M}} = 28 \text{ mmol NaOH} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{10 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{28 \text{ mmol NaOH}} = 0,36$$

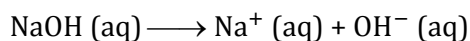
La relación molar es  $< 0,5$  lo que quiere decir que el  $\text{H}_2\text{SO}_4$  es el reactivo limitante y que **sobra NaOH** que determina el pH de la disolución resultante:

$$10 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \frac{2 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 20 \text{ mmol NaOH}$$

La cantidad de reactivo sobrante es:

$$28 \text{ mmol NaOH (inicial)} - 20 \text{ mmol NaOH (gastado)} = 8 \text{ mmol NaOH (exceso)}$$

El  $\text{NaOH}$  es una base fuerte que se encuentra completamente disociada en iones de acuerdo con la ecuación:



Considerando los volúmenes aditivos, la concentración final de la disolución de  $\text{NaOH}$  es:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = \frac{8 \text{ mmol NaOH}}{(50+35) \text{ mL disolución}} = 0,094 \text{ M}$$

El pOH y pH de la disolución es:

$$\text{pOH} = -\log(0,094) = 1,03 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 1,03 = \mathbf{12,97}$$

La respuesta correcta es la **a**.

8.107. En el proceso:



¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

- El  $\text{NH}_4^+$  es un ion neutro.
- El  $\text{NH}_4^+$  se comporta como ácido.
- El  $\text{NH}_4^+$  se comporta como base.
- El  $\text{H}_3\text{O}^+$  es una base.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Es la ecuación química correspondiente a la hidrólisis del ion **amonio** que explica el comportamiento de éste como **ácido** ya que cede protones.

La respuesta correcta es la **b**.

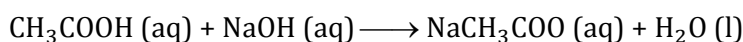


8.108. Cuando a una determinada cantidad de disolución de ácido acético (etanoico), que contiene  $x$  moles de soluto se le añaden  $x$  moles de NaOH, se obtiene una disolución cuyo pH es:

- a) Depende del valor de  $x$
- b)  $> 7$
- c)  $= 7$
- d)  $< 7$

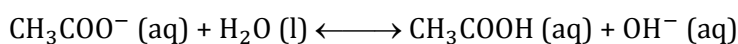
(O.Q.L. La Rioja 2007)

Es la ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre ambas sustancias es:



El NaCH<sub>3</sub>COO es una sal procedente de ácido débil y base fuerte:

- El ion Na<sup>+</sup>, es el ácido débil conjugado de la base fuerte NaOH por lo que no se hidroliza.
- El ion CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>, es la base conjugada del ácido débil CH<sub>3</sub>COOH y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH<sup>-</sup>, por tanto, la disolución resultante tiene **pH > 7**.

La respuesta correcta es la **b**.

8.109. La definición de base como sustancia capaz de **ACEPTAR** protones (hidrogeniones) se debe a:

- a) Arrhenius
- b) Lavoisier
- c) Lewis
- d) Brönsted

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Ese concepto de base es de **Brönsted**.

La respuesta correcta es la **d**.

8.110. Se preparan las siguientes disoluciones:

- 1) se mezclan 25 mL de NaOH 0,1 M con 50 mL de NH<sub>3</sub> 0,1 M
- 2) se mezclan 25 mL de NaOH 0,1 M con 50 mL de acetato de sodio 0,1 M
- 3) se mezclan 25 mL de HCl 0,1 M con 50 mL de ácido acético 0,1 M
- 4) se mezclan 25 mL de HCl 0,1 M con 25 mL de NH<sub>3</sub> 0,1 M
- 5) se mezclan 25 mL de HCl 0,1 M con 50 mL de acetato de sodio 0,1 M

Indica en que caso se obtiene una disolución tampón:

- a) en ningún caso
- b) en la disolución 5)
- c) en las disoluciones 4) y 5)
- d) en las disoluciones 1) y 2)
- e) en la disolución 3)

(O.Q.N. Castellón 2008)

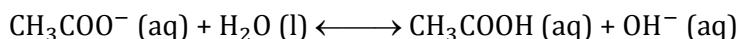
Una disolución reguladora está formada un ácido o base débil y una sal que contenga la base o el ácido conjugado de estos.

1) Una mezcla formada por NaOH (base fuerte) y NH<sub>3</sub> (base débil) no es una disolución tampón.

2) Una mezcla formada por NaOH (base fuerte) y CH<sub>3</sub>COONa (base débil) no es una disolución tampón.

El NaCH<sub>3</sub>COO es una sal procedente de ácido débil y base fuerte:

- El ion Na<sup>+</sup>, es el ácido débil conjugado de la base fuerte NaOH por lo que no se hidroliza.
- El ion CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>, es la base conjugada del ácido débil CH<sub>3</sub>COOH y se hidroliza según la ecuación:



3) Una mezcla formada por HCl (ácido fuerte) y CH<sub>3</sub>COOH (ácido débil) no es una disolución tampón.

4) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH<sub>3</sub> y HCl es:



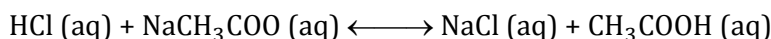
El número de mmoles de cada especie es:

$$25 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol HCl}$$

$$25 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,1 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol NH}_3$$

Como la reacción es mol a mol y existen cantidades iguales de ambos reactivos se trata de cantidades estequiométricas que se consumen totalmente y forman 2,5 mmoles de NH<sub>4</sub>Cl formados. La mezcla formada por HCl (ácido fuerte) y NH<sub>3</sub> (base débil) no es una disolución tampón.

5) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaCH<sub>3</sub>COO es:



El número de mmoles de cada especie es:

$$25 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol HCl}$$

$$50 \text{ mL NaCH}_3\text{COO } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO}}{1 \text{ mL NaCH}_3\text{COO } 0,1 \text{ M}} = 5,0 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO}$$

Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 2,5 mmoles de HCl, esta sustancia es limitante y consume 2,5 mmoles de NaCH<sub>3</sub>COO. Al final de la reacción quedan 2,5 mmoles de NaCH<sub>3</sub>COO sin reaccionar y 2,5 mmoles de CH<sub>3</sub>COOH formados. La mezcla formada por CH<sub>3</sub>COOH (ácido débil) y NaCH<sub>3</sub>COO (base débil) **es una disolución tampón**.

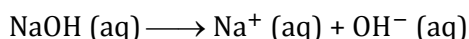
La respuesta correcta es la **b**.

8.111. ¿Cuál es el pH de una disolución de hidróxido de sodio 10<sup>-8</sup> M?

- a) 8,00
- b) 12,03
- c) 7,00
- d) 6,00
- e) 7,02

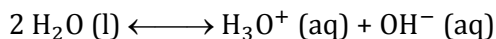
(O.Q.N. Castellón 2008)

El NaOH es una base fuerte que se encuentra totalmente disociada en iones de acuerdo con la ecuación:



Por tanto,  $[\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-8} \text{ M}$ .

El  $\text{H}_2\text{O}$  es una sustancia que se comporta como ácido o base débil y se disocia parcialmente según la ecuación:



Este equilibrio se encuentra modificado por la presencia de los iones procedentes del NaOH. Llamando  $x$  a las nuevas concentraciones de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  y  $[\text{OH}^-]$ , la cantidad total de iones hidroxilo de la disolución se puede calcular de acuerdo con este equilibrio:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

$$1,0 \cdot 10^{-14} = (x + 10^{-8}) x \longrightarrow x = 9,5 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = x + 10^{-8} = 1,05 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

El pOH y pH de la disolución es:

$$\text{pOH} = -\log(1,05 \cdot 10^{-7}) = 6,98 \longrightarrow \text{pH} = 14 - 6,98 = \mathbf{7,02}$$

La respuesta correcta es la **e**.

8.112. Calcula el pH de una disolución de ácido sulfúrico 0,1 M:

a) 0,73

b) 1,02

c) 1,20

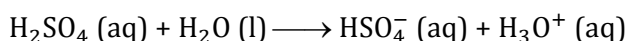
d) 0,96

e) 1,90

( $K_{a_2}$  ácido sulfúrico =  $1,26 \cdot 10^{-2}$ )

(O.Q.N. Castellón 2008)

Resolviendo el problema por medio de equilibrios:



Aplicando balances:

▪ Balance de materia:

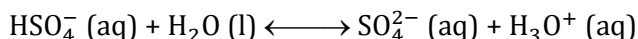
$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = [\text{HSO}_4^-]$$

▪ Balance de cargas:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HSO}_4^-] \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_2\text{SO}_4]$$

Al tratarse de un ácido fuerte y concentrado, se desprecia la ionización del agua.

El  $\text{HSO}_4^-$  sufre una segunda ionización como ácido débil según la ecuación:



cuya constante de acidez viene dada por la expresión:

$$K_{a2} = \frac{[\text{SO}_4^{2-}] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSO}_4^-]}$$

Para una disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,1 M, la tabla de concentraciones es:

	$\text{HSO}_4^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{H}_3\text{O}^+$
Cinicial	0,1	—	0,1
Ctransformado	x	—	—
Cformado	—	x	x
Cequilibrio	0,1 - x	x	0,1 + x

Sustituyendo en los valores de la tabla en la expresión de  $K_{a2}$ :

$$1,26 \cdot 10^{-2} = \frac{x(0,1+x)}{(0,1-x)} \quad \longrightarrow \quad x = 1,03 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

El valor de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  y del pH de la disolución son, respectivamente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (0,1 + x) = 0,1103 \text{ M} \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = -\log(0,1103) = \mathbf{0,96}$$

La respuesta correcta es la **d**.

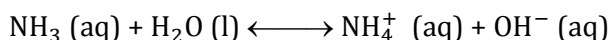
8.113. El pH de una disolución reguladora de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  1 M y  $\text{NH}_3$  0,5 M es:

- a) 9,2
- b) 8,9
- c) 9,5
- d) 4,8
- e) 7,0

(Datos.  $K_a$  ion amonio =  $6,3 \cdot 10^{-10}$ ;  $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ )

(O.Q.N. Castellón 2008)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por  $\text{NH}_3$  y  $\text{NH}_4\text{Cl}$  es:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = [\text{OH}^-] \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de *Henderson-Hasselbach* que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - \text{p}K_b - \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

La relación entre las constantes de acidez del  $\text{NH}_3$  y  $\text{NH}_4^+$  viene dada por la expresión:

$$K_a (\text{NH}_4^+) \cdot K_b (\text{NH}_3) = K_w$$

$$K_b (\text{NH}_3) = \frac{K_w}{K_a (\text{NH}_4^+)} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{6,3 \cdot 10^{-10}} = 1,6 \cdot 10^{-5} \quad \longrightarrow \quad \text{p}K_b = -\log(1,6 \cdot 10^{-5}) = 4,8$$

Sustituyendo en la expresión de *Henderson*:

$$\text{pH} = 14 - 4,8 - \log \frac{1}{0,5} = \mathbf{8,9}$$

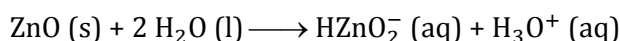
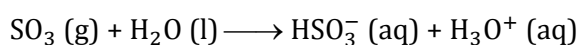
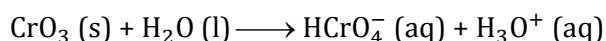
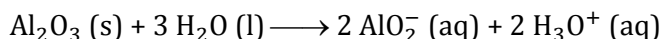
La respuesta correcta es la **b**.

8.114. Las propiedades ácido-base de los óxidos  $\text{CaO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{SO}_2$  son:

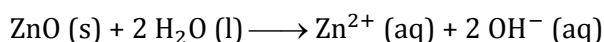
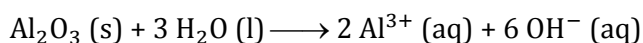
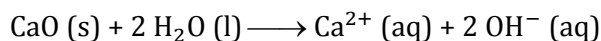
- a) básico, básico, básico, ácido, ácido
- b) básico, anfótero, básico, ácido, ácido
- c) básico, anfótero, anfótero, ácido, ácido
- d) básico, anfótero, anfótero, básico, ácido
- e) básico, ácido, anfótero, ácido, ácido

(O.Q.N. Castellón 2008)

Son óxidos ácidos aquellos que al reaccionar con agua son capaces de producir iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Por ejemplo:



Son óxidos básicos aquellos que al reaccionar con agua son capaces de producir iones  $\text{OH}^-$ . Por ejemplo:



Son óxidos anfóteros aquellos que son capaces de comportarse como ácidos y como bases dependiendo del medio en el que se encuentren. Por ejemplo:  $\text{Al}_2\text{O}_3$  y  $\text{ZnO}$ .

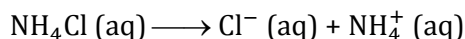
La respuesta correcta es la **c**.

8.115. ¿Cuál de las siguientes sustancias no produce una disolución ácida al disolverla en agua?

- a) Cloruro de amonio
- b) Carbonato de sodio
- c) Cloruro de hidrógeno
- d) Sulfato de hierro (II)

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) Falso. El cloruro de amonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

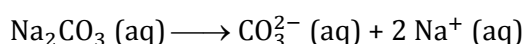


- El ion  $\text{Cl}^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte  $\text{HCl}$  por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{NH}_4^+$ , es el ácido conjugado de la base débil  $\text{NH}_3$  y se hidroliza según la ecuación:

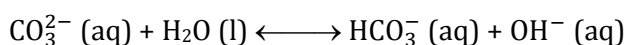


La disolución resultante es ácida.

b) **Verdadero**. El carbonato de sodio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

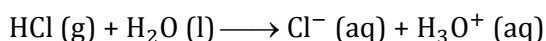


- El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte NaOH por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{CO}_3^{2-}$  es la base conjugada del ácido débil  $\text{HCO}_3^-$  que no se hidroliza según la ecuación:



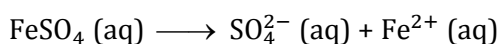
La disolución resultante es básica.

c) Falso. El cloruro de hidrógeno, HCl es un ácido que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:

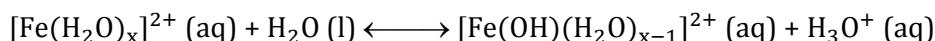


La disolución resultante es ácida.

d) Falso. El sulfato de hierro (II),  $\text{FeSO}_4$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- Se puede aproximar sin cometer gran error, que el ion  $\text{SO}_4^{2-}$  es la base conjugada débil del ácido fuerte  $\text{HSO}_4^-$  por lo que no se hidroliza.
- $\text{Fe}^{2+}$  en agua se oxida fácilmente a  $\text{Fe}^{3+}$ , un ion que al tener una carga tan elevada se hidroliza según la ecuación:



La disolución resultante es ácida.

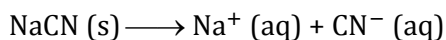
La respuesta correcta es la **b**.

*8.116. Una solución de cianuro de sodio es:*

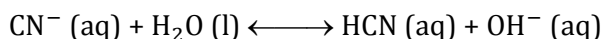
- Ácida porque la sal proviene de un ácido fuerte.*
- Neutra porque es una sal, y todas las sales son neutras.*
- Básica porque la sal procede de una base fuerte.*
- Básica porque la sal tiene un anión que se hidroliza y capta protones del agua, ya que es la base conjugada de un ácido débil.*

*(O.Q.L. Asturias 2008)*

El NaCN, una sal procedente de ácido débil y base fuerte. En disolución acuosa se encuentra en forma de iones:



- El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido débil conjugado de la base fuerte NaOH por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{CN}^-$ , es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:



Como al final sólo existen iones  $\text{OH}^-$  en la disolución, ésta es básica.

La respuesta correcta es la **d**.

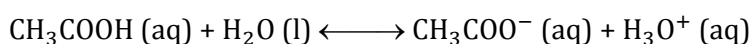
8.117. El pH de una disolución acuosa  $10^{-4}$  M de ácido acético, a  $25^{\circ}\text{C}$ , es igual a:

- a) 4,00
- b) 4,38
- c) 4,47
- d) 10,0

(Dato.  $K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$ )

(O.Q.L. Asturias 2008)

El ácido acético,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:



La constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad \quad \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = c - x$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$1,76 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{10^{-4} - x} \quad \longrightarrow \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log (3,4 \cdot 10^{-5}) = \mathbf{4,47}$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.118. ¿Cuál es la base más débil?

- a) Etilamina ( $K_b = 4,3 \cdot 10^{-4}$ )
- b) Piridina ( $K_b = 1,5 \cdot 10^{-9}$ )
- c) Anilina ( $K_b = 7,4 \cdot 10^{-10}$ )
- d) Amoníaco ( $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ )

(O.Q.L. Madrid 2008)

La base más débil es la que tiene la **constante de basicidad,  $K_b$ , más pequeña**. De las sustancias propuestas es la **anilina ( $K_b = 7,4 \cdot 10^{-10}$ )**.

La respuesta correcta es la **c**.

8.119. Indica cuál de las siguientes reacciones representa correctamente los productos de la hidrólisis del tricloruro de aluminio.

- a)  $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2$
- b)  $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl}$
- c)  $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2$
- d)  $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl}$

(O.Q.L. Madrid 2008)

a-c) Falso. Las reacciones no son posibles como de hidrólisis ya que en ellas tiene lugar la oxidación del  $\text{Cl}^-$  a  $\text{Cl}_2$ .

b) **Verdadero**. El  $\text{AlCl}_3$  es una sal procedente de la reacción entre  $\text{HCl}$  y  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , por tanto, la hidrólisis de los iones  $\text{Al}^{3+}$  y  $\text{Cl}^-$  producirá estas sustancias.

d) Falso. Los productos de hidrólisis no se corresponden con los del apartado anterior.

La respuesta correcta es la **b**.

8.120. Los gramos de benzoato de sodio,  $C_6H_5COONa$ , que hay que añadir a 250 mL de una disolución de ácido benzoico,  $C_6H_5COOH$ , 0,050 M, para obtener una disolución de  $pH = 3,0$ ; son:

- a) 0,781 g
- b) 0,115 g
- c) 0,461 g
- d) 0,0032 g

(Dato.  $K_a (C_6H_5COOH) = 6,4 \cdot 10^{-5}$ )

(O.Q.L. Madrid 2008)

El equilibrio correspondiente a una disolución reguladora formada por  $C_6H_5COOH$  y  $C_6H_5COONa$  es:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-] [H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]} = [H_3O^+] \frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de *Henderson-Hasselbach* que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$pH = pK_a + \log \frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]}$$

El valor de  $pK_a$  es:

$$pK_a = -\log K_a = -\log (6,4 \cdot 10^{-5}) = 4,2$$

Sustituyendo en la ecuación de *Henderson*:

$$3,0 = 4,2 + \log \frac{[C_6H_5COO^-]}{0,05} \longrightarrow [C_6H_5COO^-] = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

La masa de  $C_6H_5COONa$  que se ha disolver en 250 mL de disolución es:

$$250 \text{ mL disolución} \frac{3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol } C_6H_5COONa}{10^3 \text{ mL disolución}} \frac{144 \text{ g } C_6H_5COONa}{1 \text{ mol } C_6H_5COONa} = \mathbf{0,114 \text{ g } C_6H_5COONa}$$

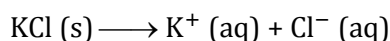
La respuesta correcta es la **b**.

8.121. ¿Cuál de las siguientes sustancias no da una disolución ácida cuando se disuelve en agua?

- a)  $KCl$
- b)  $NH_4Cl$
- c)  $SO_2$
- d)  $ZnCl_2$

(O.Q.L. Madrid 2008)

a) **Verdadero**. El  $KCl$ , una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte. En disolución acuosa se encuentra en forma de iones:



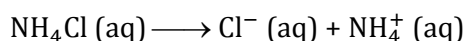
- El ion  $K^+$ , es el ácido débil conjugado de la base fuerte  $KOH$  por lo que no se hidroliza.



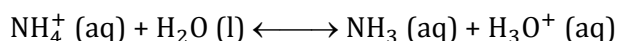
- El ion  $\text{Cl}^-$ , es la base conjugada del ácido fuerte HCl por lo que no se hidroliza.

La disolución resultante es neutra ya que los únicos iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{OH}^-$  los suministra el  $\text{H}_2\text{O}$ .

b) Falso. El cloruro de amonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $\text{Cl}^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte HCl por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{NH}_4^+$ , es el ácido conjugado de la base débil  $\text{NH}_3$  y se hidroliza según la ecuación:



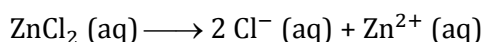
La disolución resultante es ácida.

c) Falso. El  $\text{SO}_2$  es una sustancia que al disolverse en agua produce  $\text{H}_2\text{SO}_3$ . Este ácido se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:

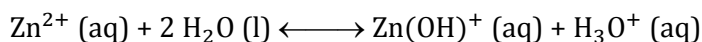


La disolución resultante es ácida.

d) Falso. El  $\text{ZnCl}_2$  en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $\text{Cl}^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte HCl por lo que no se hidroliza.
- $\text{Zn}^{2+}$  es el ácido conjugado de la base débil  $\text{Zn(OH)}_2$  y se hidroliza según la ecuación:



La disolución resultante es ácida.

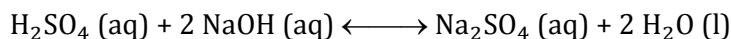
La respuesta correcta es la **a**.

8.122. Calcula 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. (Suponer que los volúmenes son aditivos).

- a) pH = 3,30
- b) pH = 5,76
- c) pH = 11,96
- d) pH = 13,24

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y  $\text{H}_2\text{SO}_4$  es:



El  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte por lo que no se hidroliza.

El pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

El número de mmoles de cada especie es:

$$\left. \begin{array}{l} 250 \text{ mL NaOH } 0,5 \text{ M} \frac{0,5 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,5 \text{ M}} = 125 \text{ mmol NaOH} \\ 300 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,2 \text{ M} \frac{0,2 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,2 \text{ M}} = 60 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{125 \text{ mmol NaOH}}{60 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 2,1$$

Como la relación molar es  $> 2$  quiere decir que el **limitante es el H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>** y que sobra NaOH.

Relacionado H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> con NaOH:

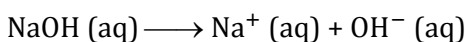
$$60 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \frac{2 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 120 \text{ mmol NaOH}$$

$$125 \text{ mmol NaOH (inicial)} - 120 \text{ mmol NaOH (consumido)} = 5 \text{ mmol NaOH (exceso)}$$

La concentración molar de la disolución final de NaOH es:

$$\frac{5 \text{ mmol NaOH}}{(250+300) \text{ mL disolución}} = 9,1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El NaOH es una base fuerte que se encuentra totalmente ionizada según la ecuación:



El valor de [OH<sup>-</sup>] es:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 9,1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pOH} = -\log(9,1 \cdot 10^{-3}) = 2,04 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,04 = \mathbf{11,96}$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.123. Razona 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.

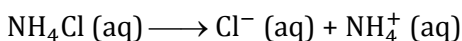
b) Las dos no son correctas.

c) La primera es correcta y la segunda no.

d) La segunda es correcta y la primera no.

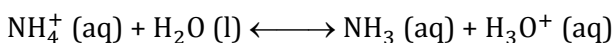
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

i) Falso. El cloruro de amonio, NH<sub>4</sub>Cl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



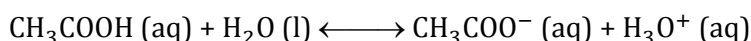
▪ El ion Cl<sup>-</sup> es la base conjugada débil del ácido fuerte HCl por lo que no se hidroliza.

▪ El ion NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, es el ácido conjugado de la base débil NH<sub>3</sub> y se hidroliza según la ecuación:



La **disolución** resultante es **ácida**.

ii) Correcto. El CH<sub>3</sub>COOH es un ácidodébil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez  $K_a$  es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

**Si se añade  $\text{NaCH}_3\text{COO}$** , el valor de  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$  en el equilibrio aumenta, por lo que para se mantenga el valor de la constante  $K_a$  el valor de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  debe disminuir con lo que el **pH** de la disolución resultante **aumenta**.

La respuesta correcta es la **d**.

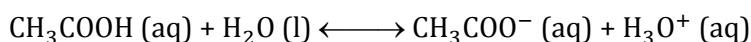
8.124. Razona si son ciertas o falsas las afirmaciones siguientes:

- 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.*

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

i) Correcto. El  $\text{CH}_3\text{COOH}$  es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez  $K_a$  es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

En el equilibrio se tiene que:

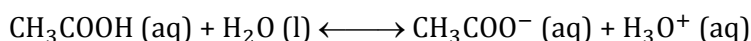
$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] \approx c$$

Sustituyendo en la expresión de  $K_a$ :

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]^2}{c} \quad \longrightarrow \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] = \sqrt{K_a \cdot c}$$

Como se observa, **si  $c$  aumenta**, el valor de  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$  también **aumenta**.

ii) Falso. El  $\text{CH}_3\text{COOH}$  es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez  $K_a$  es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Las concentraciones en el equilibrio en función de  $c$  (concentración inicial) y de  $\alpha$  (grado de disociación) son:



Sustituyendo en la expresión de  $K_a$ :

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c} \longrightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

Como se observa,  $\alpha$  depende del valor de  $c$ .

La respuesta correcta es la **c**.

8.125. Ordena en orden creciente de pH las disoluciones de los compuestos siguientes (todas las concentraciones son 0,1 M) HCl,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , NaOH,  $\text{NH}_3$  y  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

- a)  $\text{HCl} < \text{H}_2\text{SO}_4 < \text{NaOH} < \text{NH}_3 < \text{CH}_3\text{COOH}$   
 b)  $\text{H}_2\text{SO}_4 < \text{HCl} < \text{CH}_3\text{COOH} < \text{NH}_3 < \text{NaOH}$   
 c)  $\text{H}_2\text{SO}_4 < \text{HCl} < \text{CH}_3\text{COOH} < \text{NaOH} < \text{NH}_3$   
 d)  $\text{H}_2\text{SO}_4 < \text{HCl} < \text{NH}_3 < \text{CH}_3\text{COOH} < \text{NaOH}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

- Los ácidos HCl y  $\text{H}_2\text{SO}_4$  son fuertes, por lo que se encuentran totalmente ionizados y proporcionan los valores de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  más elevados y los pH serán los más bajos. A su vez, el  $\text{H}_2\text{SO}_4$  es un ácido diprótico por lo que el valor de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  será mayor que el del HCl y el pH menor.
- El ácido  $\text{CH}_3\text{COOH}$  es débil, por lo que se encuentra parcialmente ionizado y proporciona un valor de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  menor que los de los ácidos fuertes y el pH será mayor.
- La base  $\text{NH}_3$  es débil, por lo que se encuentra parcialmente ionizada y proporciona un valor de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  menor aún que la del ácido débil  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y el pH será mayor.
- La base NaOH es fuerte, por lo que se encuentra totalmente ionizado y proporciona un valor de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  menor aún que la de la base débil  $\text{NH}_3$  y el pH será el mayor de todos.

El orden creciente de pH de las disoluciones es:



La respuesta correcta es la **b**.

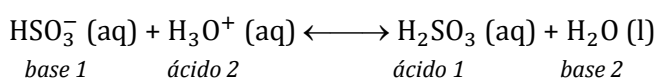
8.126. ¿Cuál es el ácido conjugado del  $\text{HSO}_3^-$  (aq)?

- a)  $\text{H}_2\text{SO}_3$  (aq)  
 b)  $\text{H}_2\text{SO}_3^{2-}$  (aq)  
 c)  $\text{H}^+$  (aq)  
 d)  $\text{SO}_3^{2-}$  (aq)

(O.Q.L. La Rioja 2008)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry:

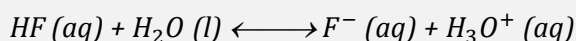
- Ácido es una especie capaz de ceder protones a una base
- Base es una especie capaz de aceptar protones de un ácido:



La respuesta correcta es la **a**.

(Similar a la cuestión propuesta en Oviedo 2002, Asturias 2004 y 2008).

8.127. Dada la reacción:

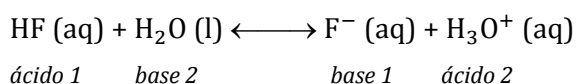


- a) La base es  $\text{F}^-$ .  
 b) El ácido conjugado es  $\text{H}_3\text{O}^+$  y la base conjugada es  $\text{F}^-$ .  
 c) El ácido es  $\text{H}_3\text{O}^+$ .  
 d) La base conjugada es el  $\text{H}_2\text{O}$  y el ácido conjugado es  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

(O.Q.L. La Rioja 2008)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry:

- Ácido es una especie capaz de ceder protones a una base
- Base es una especie capaz de aceptar protones de un ácido:



La respuesta correcta es la **b**.

8.128. Una disolución acuosa 0,1 M de metilamina ( $\text{CH}_3\text{NH}_2$ ) tiene  $\text{pH} = 11,85$ . A partir de estos datos se determina que el valor de su constante de basicidad es:

- a)  $2,7 \cdot 10^{-4}$   
 b)  $5,4 \cdot 10^{-5}$   
 c)  $2 \cdot 10^{-23}$   
 d)  $5,4 \cdot 10^{-4}$

(O.Q.L. La Rioja 2008)

La metilamina es una base débil que se encuentra parcialmente disociado en iones según la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad  $K_b$  es:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

Las concentraciones en el equilibrio en función de  $c$  (concentración inicial) y de  $\alpha$  (grado de disociación) son:

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] = x \quad [\text{CH}_3\text{NH}_2] \simeq c$$

$$\text{Si } \text{pH} = 11,85 \quad \longrightarrow \quad \text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 11,85 = 2,15$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-2,15} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de  $K_b$ :

$$K_b = \frac{x^2}{c} = \frac{(10^{-2,15})^2}{0,1} = 5,4 \cdot 10^{-4}$$

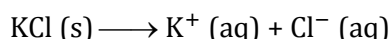
La respuesta correcta es la **d**.

8.129. ¿Cuál de los siguientes compuestos no da una disolución ácida cuando se disuelve en agua?

- a) KCl
- b) CO<sub>2</sub>
- c) AlCl<sub>3</sub>
- d) (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- e) HCNO

(O.Q.N. Ávila 2009)

a) **Verdadero.** El KCl, una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte. En disolución acuosa se encuentra en forma de iones:



- El ion K<sup>+</sup>, es el ácido débil conjugado de la base fuerte KOH por lo que no se hidroliza.
- El ion Cl<sup>-</sup>, es la base conjugada del ácido fuerte HCl por lo que no se hidroliza.

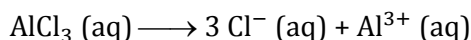
La disolución resultante es neutra ya que los únicos iones H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> y OH<sup>-</sup> los suministra el H<sub>2</sub>O.

b) Falso. El CO<sub>2</sub> es una sustancia que al disolverse en agua produce H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. Este ácido se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:

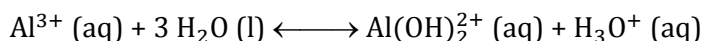


La disolución resultante es ácida.

c) Falso. El AlCl<sub>3</sub>, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

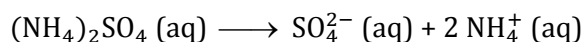


- El ion Cl<sup>-</sup> es la base conjugada débil del ácido fuerte HCl por lo que no se hidroliza.
- Al<sup>3+</sup> es el ácido conjugado de la base débil Zn(OH)<sub>2</sub> y se hidroliza según la ecuación:

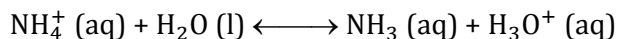


La disolución resultante es ácida.

d) Falso. El (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

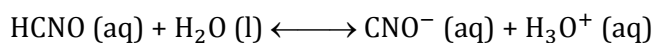


- Se puede aproximar sin cometer gran error, que el ion SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> es la base conjugada débil del ácido fuerte HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> por lo que no se hidroliza.
- El ion NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, es el ácido conjugado de la base débil NH<sub>3</sub> y se hidroliza según la ecuación:



La disolución resultante es ácida.

e) Falso. El HCNO es un ácido débil que se disocia según la ecuación:



La disolución resultante es ácida.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2008).

8.130. ¿Cuál de los siguientes compuestos es anfótero?

- a)  $H_2S$
- b)  $Al(OH)_3$
- c)  $Ba(OH)_2$
- d)  $H_3PO_3$
- e)  $Ca(OH)_2$

(O.Q.N. Ávila 2009)

a-d) Falso. Tanto  $H_2S$  como  $H_3PO_3$  son ácidos débiles que en disolución acuosa se encuentran parcialmente disociados dando iones  $H_3O^+$ .

c-e) Falso. Tanto  $Ba(OH)_2$  como  $Ca(OH)_2$  son bases fuertes que en disolución acuosa se encuentran totalmente disociadas dando iones  $OH^-$ .

b) **Verdadero.** El  $Al(OH)_3$  es un anfótero que puede comportarse:

- como ácido:  $Al(OH)_3 (s) + 3 H_3O^+ (aq) \longleftrightarrow Al(OH)_6^{3+} (aq)$
- como base:  $Al(OH)_3 (s) + OH^- (aq) \longleftrightarrow Al(OH)_4^- (aq)$

La respuesta correcta es la **b**.

8.131. ¿Cuál es la concentración de iones  $H^+$  en una disolución de ácido benzoico ( $HC_7H_5O_2$ ) de concentración  $5,0 \cdot 10^{-2} M$  en la que la concentración de benzoato ( $C_7H_5O_2^-$ ) es  $5,0 \cdot 10^{-3} M$ ?

- a)  $1,8 \cdot 10^{-3}$
- b)  $5,6 \cdot 10^{-9}$
- c)  $5,0 \cdot 10^{-3}$
- d)  $6,3 \cdot 10^{-4}$
- e)  $6,3 \cdot 10^{-5}$

(Dato.  $K_a = 6,3 \cdot 10^{-5}$ )

(O.Q.N. Ávila 2009)

Se trata de un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

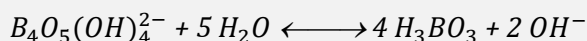
$$K_a = \frac{[C_7H_5O_2^-] [H_3O^+]}{[HC_7H_5O_2]}$$

La concentración de iones  $H_3O^+$  es:

$$[H_3O^+] = K_a \frac{[HC_7H_5O_2]}{[C_7H_5O_2^-]} \longrightarrow [H_3O^+] = 6,3 \cdot 10^{-5} \frac{5,0 \cdot 10^{-2}}{5,0 \cdot 10^{-3}} = 6,3 \cdot 10^{-4} M$$

La respuesta correcta es la **d**.

8.132. El bórax es una sal de fórmula  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$  cuya hidrólisis es alcalina, de acuerdo con la siguiente reacción:

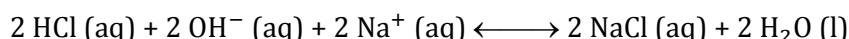


En la valoración de 5,0 mL de una disolución saturada de bórax se gastan 21,0 mL de HCl 0,20 M a 50°C. La solubilidad del bórax a dicha temperatura es:

- a) 0,001 M
- b) 0,004 M
- c) 0,21 M
- d) 0,84 M
- e) 0,42 M

(O.Q.N. Ávila 2009)

El HCl neutraliza los  $\text{OH}^-$  procedentes de la hidrólisis del bórax de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Relacionando HCl con  $\text{OH}^-$  de la hidrólisis de bórax:

$$21 \text{ mL HCl } 0,20 \text{ M} \frac{0,20 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,20 \text{ M}} \frac{1 \text{ mmol OH}^-}{1 \text{ mmol HCl}} = 4,2 \text{ mmol OH}^-$$

La concentración de la disolución de bórax es:

$$\frac{4,2 \text{ mmol OH}^-}{5 \text{ mL bórax}} \frac{1 \text{ mmol B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4^{2-}}{2 \text{ mmol OH}^-} \frac{1 \text{ mmol Na}_2\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mmol B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4^{2-}} = \mathbf{0,42 \text{ M}}$$

La respuesta correcta es la **e**.

8.133. El pH de una disolución  $1,0 \cdot 10^{-9} \text{ M}$  de un ácido débil, cuya  $K_a = 1,0 \cdot 10^{-6}$  es:

- a) 6
- b) 5,6
- c) 8
- d) Aproximadamente 7

(O.Q.L. Madrid 2009)

Se trata de un ácido débil muy poco concentrado por lo que para el cálculo del pH deben tenerse en cuenta los protones que suministra el agua. Por este motivo, el pH debe ser muy cercano e inferior a 7.

La respuesta correcta es la **d**.

8.134. Se dispone de las siguientes disoluciones acuosas, todas ellas 0,01 M, ¿cuál presentará el pOH más bajo?

- a)  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- b) NaF
- c) HF
- d)  $\text{NH}_4\text{Cl}$

Datos.  $K_a (\text{HF}) = 6,8 \cdot 10^{-4}$ ;  $K_a (\text{NH}_4^+) = 5,7 \cdot 10^{-10}$ .

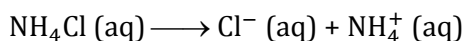
(O.Q.L. Madrid 2009)

Como para cualquier disolución acuosa se cumple que,  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ , cuanto más bajo sea el pOH, más alto será el pH.

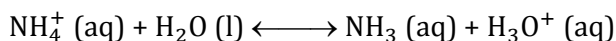
a-c) Falso. De las sustancias propuestas,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  y HF, son respectivamente, ácido fuerte y ácido débil, por lo que su pH será bastante bajo y su pOH bastante alto ( $\text{pOH} \gg 7$ ).



d) Falso. El cloruro de amonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $\text{Cl}^-$  es la base conjugada débil del ácido fuerte  $\text{HCl}$  por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{NH}_4^+$ , es el ácido conjugado de la base débil  $\text{NH}_3$  y se hidroliza según la ecuación:



La disolución resultante es ácida ( $\text{pOH} > 7$ ).

b) **Verdadero**. El fluoruro de sodio,  $\text{NaF}$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte  $\text{NaOH}$  por lo que no se hidroliza.

El ion  $\text{F}^-$  es la base conjugada del ácido débil  $\text{HF}$  y se hidroliza según la ecuación:



La disolución resultante es básica ( $\text{pOH} < 7$ ).

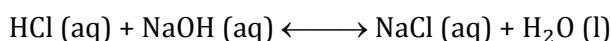
La respuesta correcta es la **b**.

8.135. El pH aproximado que resulta de mezclar 40 mL de una disolución de  $\text{NaOH}$  0,1 M con 40 mL de otra disolución de  $\text{HCl}$  0,3 M es:

- a) 1
- b) 2,6
- c) 7
- d) 1,5

(O.Q.L. Madrid 2009)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre  $\text{NaOH}$  y  $\text{HCl}$  es:



El  $\text{NaCl}$  es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte por lo que no se hidroliza.

El pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

El número de mmoles de cada especie es:

$$\left. \begin{array}{l} 40 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}} = 4 \text{ mmol NaOH} \\ 40 \text{ mL HCl } 0,3 \text{ M} \frac{0,3 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,3 \text{ M}} = 12 \text{ mmol HCl} \end{array} \right\} \longrightarrow \frac{12 \text{ mmol HCl}}{4 \text{ mmol NaOH}} = 3$$

La relación molar es  $> 1$ , lo cual quiere decir que el **limitante es el NaOH** y que sobra  $\text{HCl}$ .

Relacionado ambos reactivos:

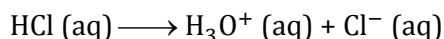
$$4 \text{ mmol NaOH} \frac{1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 4 \text{ mmol HCl}$$

$$12 \text{ mmol HCl (inicial)} - 4 \text{ mmol HCl (consumido)} = 8 \text{ mmol HCl (exceso)}$$

La concentración molar de la disolución final de HCl es:

$$\frac{8 \text{ mmol HCl}}{(40+40) \text{ mL disolución}} = 0,1 \text{ M}$$

El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:



Los valores de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  y el pH son, respectivamente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 0,1 \text{ M} \longrightarrow \text{pH} = -\log(0,1) = 1$$

La respuesta correcta es la **a**.

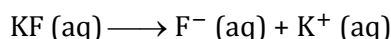
8.136. ¿Cuál es el pH de una disolución fluoruro de potasio 0,45 M?

- a) 2,8
- b) 5,6
- c) 8,4
- d) 10,9

(Datos.  $K_a$  para el ácido HF =  $6,6 \cdot 10^{-4}$ ;  $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ )

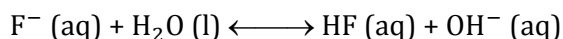
(O.Q.L. Madrid 2010)

El fluoruro de potasio, KF, en disolución acuosa se encuentra dissociado según la ecuación:



El ion  $\text{K}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte KOH por lo que no se hidroliza.

El ion  $\text{F}^-$  es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



La constante de basicidad (hidrólisis) del ion fluoruro es:

$$K_b = \frac{[\text{HF}] [\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{6,6 \cdot 10^{-4}} = 1,5 \cdot 10^{-11}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{HF}] = [\text{OH}^-] \quad [\text{F}^-] \approx 0,45 \text{ M}$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$1,5 \cdot 10^{-11} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0,45} \longrightarrow [\text{OH}^-] = 2,6 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log(2,6 \cdot 10^{-6}) = 5,6 \longrightarrow \text{pH} = 14 - 5,6 = 8,4$$

La respuesta correcta es la **c**.

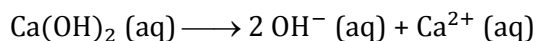
(La cuestión es similar a las propuestas en Almería 1999 y Asturias 2004).

8.137. Una disolución de hidróxido de calcio tiene un  $\text{pH} = 13$ . La concentración de  $\text{Ca}^{2+}$  es:

- a) 0,05 M
- b) 0,10 M
- c) 0,15 M
- d) 0,20 M

(O.Q.L. Madrid 2010)

El hidróxido de calcio,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Si  $\text{pH} = 13$ , entonces  $\text{pOH} = 1$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 0,1 \text{ M}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{[\text{OH}^-]}{2} \longrightarrow [\text{Ca}^{2+}] = \mathbf{0,05 \text{ M}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

8.138. Se disuelve 1,00 g de ácido láctico,  $\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3$ , en 100 mL de agua y la disolución resultante tiene un  $\text{pH} = 2,40$ . El valor de la constante de disociación de dicho ácido es:

- a)  $4 \cdot 10^{-3}$
- b)  $1,4 \cdot 10^{-4}$
- c)  $1,4 \cdot 10^{-3}$
- d)  $1,6 \cdot 10^{-6}$

(Masas: C = 12; H = 1; O = 16)

(O.Q.L. Madrid 2010)

Suponiendo que al disolver el ácido láctico no se produce variación de volumen, la concentración molar de la disolución es:

$$\frac{1,00 \text{ g HC}_3\text{H}_5\text{O}_3}{0,1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HC}_3\text{H}_5\text{O}_3}{90 \text{ g HC}_3\text{H}_5\text{O}_3} = 0,11 \text{ M}$$

Se trata de un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad [\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3] \approx 0,11 \text{ M}$$

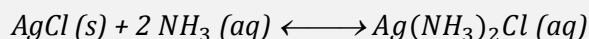
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,40} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de  $K_a$ :

$$K_a = \frac{x^2}{c} = \frac{(10^{-2,40})^2}{0,11} = \mathbf{1,4 \cdot 10^{-4}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.139. En la siguiente reacción:

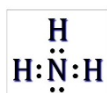


¿qué especie química actúa como ácido de Lewis?

- a)  $\text{NH}_3$
- b)  $\text{AgCl}$
- c)  $\text{Ag}^+$
- d)  $\text{Cl}^-$

(O.Q.L. Madrid 2010)

Un ácido de Lewis es toda especie química que posee huecos electrónicos (orbitales atómicos vacíos) que pueden albergar un par de electrones. Como se observa en las estructuras de Lewis la única especie que cumple esa condición es el ion  $\text{Ag}^+$ , ya que posee huecos electrónicos:



La respuesta correcta es la **c**.

8.140. El pH de una disolución de ácido acético 0,1 M ( $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ) es:

- a) 0,1
- b) 1,34
- c) 2,4
- d) 3

(O.Q.L. Asturias 2010)

El ácido acético,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:



La constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] \approx 0,1 \text{ M}$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1 - x} \quad \longrightarrow \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log (1,8 \cdot 10^{-5}) = 2,9$$

La respuesta correcta es la **d**.

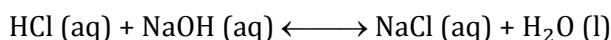
(Similar a la cuestión propuesta en Asturias 2008)

8.141. El pH resultante al añadir 140 cm<sup>3</sup> de una disolución de NaOH 0,1 M a 0,1 L de HCl 0,1 M es:

- a) 12,2
- b) 7
- c) 1,8
- d) 0,1

(O.Q.L. Asturias 2010)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HCl es:



El NaCl es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte por lo que no se hidroliza.

El pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

El número de mmoles de cada especie es:

$$\left. \begin{array}{l} 140 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}} = 14 \text{ mmol NaOH} \\ 100 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M} \frac{0,1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M}} = 10 \text{ mmol HCl} \end{array} \right\} \longrightarrow \frac{14 \text{ mmol NaOH}}{10 \text{ mmol HCl}} = 1,4$$

Como la relación molar es  $> 1$  quiere decir que el **limitante es el HCl** y que sobra NaOH.

Relacionado ambos reactivos:

$$10 \text{ mmol HCl} \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HCl}} = 10 \text{ mmol NaOH}$$

$$14 \text{ mmol NaOH (inicial)} - 10 \text{ mmol NaOH (consumido)} = 4 \text{ mmol NaOH (exceso)}$$

La concentración molar de la disolución final de NaOH es:

$$\frac{4 \text{ mmol NaOH}}{(140+100) \text{ mL disolución}} = 0,017 \text{ M}$$

El NaOH es una base fuerte que se encuentra totalmente ionizada según la ecuación:



El valor de  $[\text{OH}^-]$  es:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,017 \text{ M} \longrightarrow \text{pOH} = -\log(0,017) = 1,8$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \longrightarrow \text{pH} = 14 - 1,8 = \mathbf{12,2}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Similar a la cuestión propuesta en Madrid 2009).

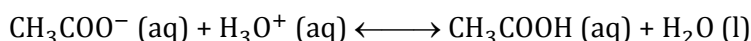
8.142. Si se deja caer unas gotas de disolución de ácido clorhídrico sobre 10 mL de una disolución que contenga ácido acético y acetato de sodio, el pH de dicha disolución:

- a) Aumentará
- b) Disminuirá
- c) Desaparece
- d) Prácticamente no se modificará

(O.Q.L. Asturias 2010)

Una mezcla de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  es una disolución reguladora si contiene cantidades similares de ambas sustancias. La característica de la misma es que mantiene el pH frente a pequeñas adiciones de ácido o de base.

Si se añade una pequeña cantidad de HCl a la disolución anterior, los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  liberados por el ácido reaccionan con los iones  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  de la disolución manteniendo el pH prácticamente constante.



La respuesta correcta es la **d**.

8.143. Dadas dos disoluciones de dos ácidos de la misma concentración: ácido acético ( $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ) y ácido metanoico ( $K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$ ), la que posee un pH más ácido es:

- La de ácido acético
- Las dos igual
- La de ácido acético
- Faltan datos para decidirse.

(O.Q.L. Asturias 2010)

Un ácido débil, HA, se encuentra disociado en iones según la ecuación:



La constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{HA}] \approx c$$

La expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c} \quad \longrightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot c}$$

Como para ambos ácidos el valor de  $c$  es el mismo, tendrá mayor  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , es decir, pH más ácido (menor), aquel que tenga mayor valor de  $K_a$ . En este caso, como:

$$K_{a(\text{metanoico})} = 1,8 \cdot 10^{-4} > K_{a(\text{acético})} = 1,8 \cdot 10^{-5} \quad \longrightarrow \quad \text{pH}_{(\text{metanoico})} < \text{pH}_{(\text{acético})}$$

La respuesta correcta es la **c**.

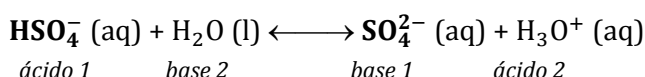
8.144. ¿Cuál es la base conjugada de  $\text{HSO}_4^- (\text{aq})$ ?

- $\text{H}^+$
- $\text{H}_2\text{SO}_4$
- $\text{OH}^-$
- $\text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$

(O.Q.L. La Rioja 2010)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry:

- Ácido es una especie capaz de ceder protones a una base
- Base es una especie capaz de aceptar protones de un ácido:



La respuesta correcta es la **d**.

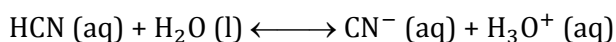
(Similar a la cuestión propuesta en Oviedo 2002, Asturias 2004 y 2008, La Rioja 2008 y 2009 y Ávila 2009).

8.145. La constante  $K_a$  del ácido cianhídrico es  $5,0 \cdot 10^{-10}$ . ¿Cuál es el pH de una disolución de HCN (aq) 0,5 M?

- a) Entre 3,5 y 4,5  
 b) Entre 5,0 y 5,5  
 c) Entre 9,0 y 9,5  
 d) Entre 10,5 y 11,0

(O.Q.L. La Rioja 2010)

El ácido cianhídrico, HCN, se encuentra parcialmente disociado según la ecuación:



La constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{CN}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad [\text{HCN}] \approx 0,5 \text{ M}$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$5,0 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,5 - x} \quad \longrightarrow \quad x = 5,0 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log (5,0 \cdot 10^{-6}) = \mathbf{5,3}$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.146. Según la teoría de Brønsted-Lowry, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a)  $\text{HSO}_4^-$  y  $\text{SO}_3^{2-}$  pueden actuar como ácidos.  
 b)  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{S}^{2-}$  y  $\text{CO}_3^{2-}$  pueden actuar como bases.  
 c)  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{HClO}_4$  y  $\text{HCO}_3^-$  pueden actuar como sustancias anfóteras.  
 d) Todas son correctas.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

Según la teoría de Brønsted-Lowry:

- ácido es toda especie química capaz de ceder protones a una base.
- base es toda especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

a) Falso.



- $\text{HSO}_4^-$  cede un protón y se comporta ácido de Brønsted, mientras que  $\text{SO}_3^{2-}$  no puede ceder protones.

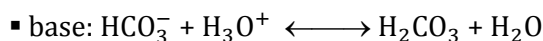
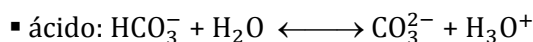
b) Verdadero.



Las tres especies captan un protón y se comportan como bases de Brønsted.

c) Falso. Anfóteros son especies que pueden comportarse como ácidos o bases dependiendo del medio en el que se encuentren.

De las tres especies propuestas la única que es un anfótero es el ion  $\text{HCO}_3^-$ :



La respuesta correcta es la **b**.

8.147. Se preparan tres disoluciones de concentración 0,1 M de ácido clorhídrico, ácido acético y acetato de sodio. Indica cuál es el orden de acidez:

a) ácido acético > acetato de sodio > ácido clorhídrico

b) ácido clorhídrico > acetato de sodio > ácido acético

c) ácido clorhídrico > ácido acético > acetato de sodio

d) ácido acético > ácido clorhídrico > acetato de sodio

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

▪ El ácido clorhídrico, HCl, es un ácido fuerte, por lo que se encuentra totalmente ionizado y proporciona el valor de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  más elevado y su pH será el más bajo.

▪ El ácido acético,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , es débil, por lo que se encuentra parcialmente ionizado y proporciona un valor de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  menor que el del ácido fuerte y su pH será mayor.

▪ El acetato de sodio,  $\text{NaCH}_3\text{COO}$ , es una sal procedente de ácido débil y base fuerte que presenta hidrólisis básica y proporciona un valor de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  mucho más bajo que las anteriores sustancias y su pH será el más alto de las tres.



El orden de acidez de las disoluciones es:

**ácido clorhídrico > ácido acético > acetato de sodio**

La respuesta correcta es la **c**.

8.148. La variación de pH que se produce cuando se añade 1 cm<sup>3</sup> de HCl 1 M a 1 L de agua pura es de:

a) 3 unidades

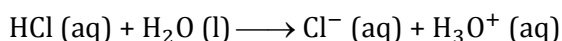
b) 4 unidades

c) 5 unidades

d) 6 unidades

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

El ácido clorhídrico, HCl, es un ácido monoprótico fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociado según la ecuación:



Suponiendo que no hay variación de volumen la concentración de la disolución es:

$$\frac{1 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 1 \text{ M}}{1 \text{ L agua}} = \frac{1 \text{ mol HCl}}{10^3 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 1 \text{ M}} = \frac{1 \text{ mol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ mol HCl}} = 0,001 \text{ M}$$

El pH de esta disolución es:

$$\text{pH} = -\log (0,001) = 3$$

La variación que experimenta el pH del agua es:



$$\Delta\text{pH} = 7 - 3 = 4$$

La respuesta correcta es la **b**.

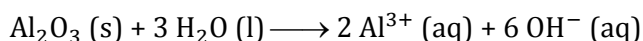
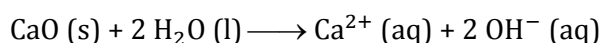
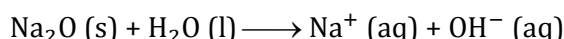
8.149. De los siguientes óxidos  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  y  $\text{P}_2\text{O}_5$  puede afirmarse que:

- Todos son muy solubles en agua.
- Sus disoluciones acuosas tendrán carácter básico.
- Sus disoluciones acuosas tendrán carácter ácido
- La disolución acuosa contendrá iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

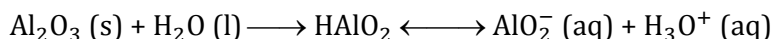
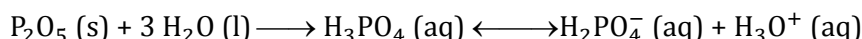
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

a) Falso. El único que será muy soluble en agua será el  $\text{Na}_2\text{O}$ , un óxido de un metal alcalino.

b-c) Falso. Son óxidos básicos aquellos que al reaccionar con agua son capaces de producir iones  $\text{OH}^-$ . Por ejemplo:



▪ Son óxidos ácidos aquellos que al reaccionar con agua son capaces de producir iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Por ejemplo:



▪ Son óxidos anfóteros aquellos que son capaces de comportarse como ácidos y como bases dependiendo del medio en el que se encuentren. Por ejemplo:  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

d) **Verdadero**. Según se ha visto en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **d**.

8.150. La acidez de los compuestos binarios covalentes aumenta en el orden:

- $\text{HF} > \text{NH}_3 > \text{CH}_4 > \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CH}_4 > \text{NH}_3 > \text{H}_2\text{O} > \text{HF}$
- $\text{HF} > \text{H}_2\text{O} > \text{NH}_3 > \text{CH}_4$
- $\text{H}_2\text{O} > \text{HF} > \text{NH}_3 > \text{CH}_4$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La acidez de estos compuestos binarios del hidrógeno estará relacionada con la polaridad del enlace X-H, es decir, con la diferencia de electronegatividad que exista entre los elementos que forman dicho enlace, cuánto más polar sea éste más fácil será que se ceda el protón ( $\text{H}^+$ ) y mayor carácter ácido tendrá el compuesto.

Compuesto	$\Delta\chi$	Carácter ácido
HF	$3,98 - 2,20 = 1,78$	máximo
$\text{H}_2\text{O}$	$3,44 - 2,20 = 1,24$	medio
$\text{NH}_3$	$3,04 - 2,20 = 0,84$	medio
$\text{CH}_4$	$2,55 - 2,20 = 0,35$	mínimo

La respuesta correcta es la **b**.

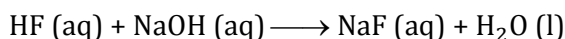
8.151. Al valorar ácido fluorhídrico 0,1 M ( $K_a = 6,31 \cdot 10^{-4}$ ) con NaOH 0,1 M, el pH en el punto de equivalencia:

- a) 12,10
- b) 3,20
- c) 7,94
- d) 5,93
- e) Depende del indicador utilizado

(Dato. ( $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ ))

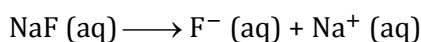
(O.Q.N. Valencia 2011)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre HF y NaOH es:



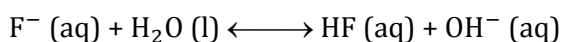
El punto de equivalencia se tiene una disolución de NaF cuya concentración es la mitad de la de las disoluciones iniciales.

El fluoruro de sodio, NaF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte NaOH por lo que no se hidroliza.

El ion  $\text{F}^-$  es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



La constante de basicidad (hidrólisis) del ion fluoruro es:

$$K_b = \frac{[\text{HF}] [\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{6,31 \cdot 10^{-4}} = 1,6 \cdot 10^{-11}$$

En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{HF}] = [\text{OH}^-] \quad [\text{F}^-] \approx 0,05 \text{ M}$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$1,6 \cdot 10^{-11} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0,05} \quad \longrightarrow \quad [\text{OH}^-] = 8,9 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log(8,9 \cdot 10^{-7}) = 6,05 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 6,05 = \mathbf{7,95}$$

La respuesta correcta es la c.

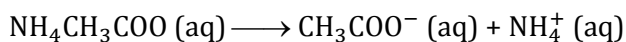
8.152. Se preparan diferentes disoluciones de acetato de amonio de concentraciones 1 M; 0,01 M y 0,001 M. El pH de las distintas disoluciones será:

- a) 4,75; 5,75; 6,75 respectivamente
- b) 9,25; 8,25; 7,25 respectivamente
- c) 7,00; 7,50; 8,00 respectivamente
- d) 8,00; 8,50; 9,00 respectivamente
- e) 7,00 para cualquier disolución

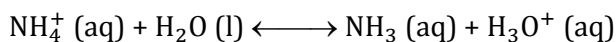
(Datos. Ácido acético,  $\text{p}K_a = 4,75$ ; amoniaco,  $\text{p}K_a = 9,25$ )

(O.Q.N. Valencia 2011)

La sal  $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ , en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion  $\text{NH}_4^+$ , es el ácido conjugado de la base débil  $\text{NH}_3$  y se hidroliza según la ecuación:



La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$pK_a = 9,25 \longrightarrow K_a = 10^{-pK_a} \longrightarrow K_a = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

- El ion  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  es la base conjugada del ácido débil  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y se hidroliza según la ecuación:



La constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato es:

$$pK_a = 4,75 \longrightarrow K_a = 10^{-pK_a} \longrightarrow K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

Se producen iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{OH}^-$  procedentes de la hidrólisis de los dos iones de la sal.

Como se observa,  $K_b (\text{CH}_3\text{COO}^-) = K_a (\text{NH}_4^+)$ , lo que quiere decir que ambos iones son igual de fuertes como base y como ácido, respectivamente, independientemente del valor de la concentración inicial de la sal. Por tanto, **la disolución resultante es neutra básica y el pH = 7.**

La respuesta correcta es la e.

8.153. Al mezclar 20 mL de acetato de sodio 0,2 M ( $pK_a = 4,75$ ) con 10 mL de HCl 0,2 M, el pH de la disolución resultante es:

- 5,55
- 8,35
- 4,75
- 7,73
- 2,73

(Dato. ( $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ ))

(O.Q.N. Valencia 2011)

La sal  $\text{NaCH}_3\text{COO}$ , en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado de la base fuerte  $\text{NaOH}$  y no se hidroliza.
- El ion  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  es la base conjugada del ácido débil  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y se hidroliza según la ecuación:



La constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato es:

$$pK_a = 4,75 \longrightarrow K_a = 10^{-pK_a} \longrightarrow K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaCH<sub>3</sub>COO y HCl es:



El número de moles de cada reactivo es:

$$20 \text{ mL NaCH}_3\text{COO } 0,2 \text{ M} \frac{0,2 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO}}{1 \text{ mL NaCH}_3\text{COO } 0,2 \text{ M}} = 4 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO}$$

$$10 \text{ mL HCl } 0,2 \text{ M} \frac{0,2 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,2 \text{ M}} = 2 \text{ mmol HCl}$$

La relación molar es:

$$\frac{4 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO}}{2 \text{ mmol HCl}} > 1 \longrightarrow \text{limitante: HCl} \longrightarrow \text{sobrante: NaCH}_3\text{COO}$$

Relacionado ambos reactivos:

$$2 \text{ mmol HCl} \frac{1 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO}}{1 \text{ mmol HCl}} = 2 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO}$$

$$4 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO (ini.)} - 2 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO (cons.)} = 2 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO (exc.)}$$

Relacionado el limitante con el CH<sub>3</sub>COOH formado:

$$2 \text{ mmol HCl} \frac{1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mmol HCl}} = 2 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

Se tiene una mezcla formada por 2 mmol de CH<sub>3</sub>COOH y 2 mmol de NaCH<sub>3</sub>COO, lo que constituye una disolución reguladora cuya concentración es:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{NaCH}_3\text{COO}] = \frac{2 \text{ mmol}}{30 \text{ mL}} = 0,067 \text{ M}$$

La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de *Henderson-Hasselbach* que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Sustituyendo se obtiene:

$$\text{pH} = 4,75 + \log \frac{0,067}{0,067} = 4,75$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.154. Una disolución reguladora o tampón es aquella que:

- Regula el pH.
- Es capaz de neutralizar los iones  $H_3O^+$  o los  $OH^-$  añadidos con lo que el pH varía poco o nada.
- Es capaz, mediante el desplazamiento de un equilibrio, de eliminar los iones  $H_3O^+$  o los  $OH^-$  añadidos con lo que el pH varía poco.
- Es capaz de eliminar, mediante una reacción de hidrólisis, los iones  $H_3O^+$  o los  $OH^-$  añadidos con lo que el pH varía poco o nada.

(O.Q.L. Asturias 2011)

Una disolución reguladora está formada por un ácido o base débil y una sal que contenga a su conjugado. La presencia de cantidades similares de ácido/base conjugada o de base/ácido conjugado en el equilibrio hace que pueda eliminar los iones  $H_3O^+$  y  $OH^-$  añadidos sin que apenas cambie el pH de la disolución.

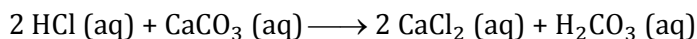
La respuesta correcta es la **c**.

8.155. Al mezclar 100 g de carbonato de calcio con 1 L de disolución de ácido clorhídrico 4 M y dejar reaccionar, el líquido resultante será:

- ácido
- básico
- neutro
- anfótero

(O.Q.L. Murcia 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre  $CaCO_3$  y HCl es:



El número de moles de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g CaCO}_3 \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} = 1 \text{ mol CaCO}_3 \\ 1 \text{ L HCl } 4 \text{ M} \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 4 \text{ M}} = 4 \text{ mol HCl} \end{array} \right\} \longrightarrow \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol CaCO}_3} > 2$$

La relación molar obtenida quiere decir que el limitante es el  $CaCO_3$  y que sobra HCl (ácido fuerte).

Como los productos son  $CaCl_2$  (sal procedente de ácido fuerte y base fuerte) que no influye en el pH de la disolución y  $H_2CO_3$  (ácido débil), la disolución resultante será **ácida**.

La respuesta correcta es la **a**.

8.156. El pH de una disolución 0,1 M de un ácido monoprótico HA es 4,5. Se puede decir que se trata de un ácido:

- Muy diluido
- Orgánico
- Muy poco soluble en agua
- Poco disociado

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

A partir de los datos dados se deduce que se trata de un **ácido débil** y por tanto **poco disociado en iones**, ya que si se tratara de un ácido fuerte, una disolución 0,1 M tendría un pH = 1.

La respuesta correcta es la **d**.

8.157. En una disolución de  $\text{HNO}_3$  de  $\text{pH} = 2,38$  la concentración de  $\text{OH}^-$  en moles por mL será:

- a)  $4,17 \cdot 10^{-3}$
- b)  $2,40 \cdot 10^{-12}$
- c)  $4,17 \cdot 10^{-6}$
- d)  $2,40 \cdot 10^{-15}$

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La relación entre el pH y el pOH de una disolución viene dada por la expresión:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \longrightarrow \quad \text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 2,38 = 11,62$$

De acuerdo con el concepto de pOH:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \quad \longrightarrow \quad [\text{OH}^-] = 10^{-11,62} = 2,40 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

Cambiando las unidades:

$$2,40 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 2,40 \cdot 10^{-15} \frac{\text{mol}}{\text{mL}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Similar a la propuesta en Castilla y León 2010).

8.158. Según la teoría de Brønsted-Lowry, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

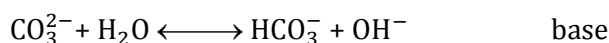
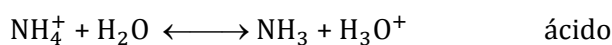
- a)  $\text{NH}_4^+$  y  $\text{CO}_3^{2-}$  pueden actuar como bases.
- b)  $\text{HCN}$ ,  $\text{HCO}_3^-$  y  $\text{HSO}_4^-$  pueden actuar como sustancias anfóteras.
- c)  $\text{HPO}_4^{2-}$ ,  $\text{HCO}_3^-$  y  $\text{H}_3\text{O}^+$  pueden actuar como ácidos.
- d) Todas son incorrectas.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

Según la teoría de Brønsted-Lowry:

- ácido es toda especie química capaz de ceder protones a una base.
- base es toda especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

a) Falso.

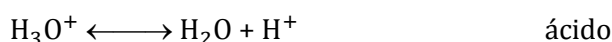
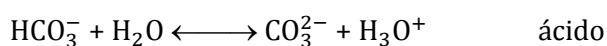
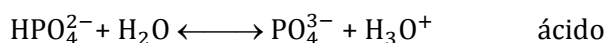


b) Falso. Anfóteros son especies que pueden comportarse como ácidos o bases dependiendo del medio en el que se encuentren.

$\text{HCO}_3^-$  y  $\text{HSO}_4^-$  son anfóteros ya que pueden ceder o captar un protón.

$\text{HCN}$  puede ceder un protón y no puede captarlo y por ello solo actúa como ácido.

c) **Verdadero**. Las tres especies ceden un protón y se comportan como ácidos.



La respuesta correcta es la **c**.

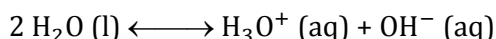
(Similar a la propuesta en Castilla y León 2010).

8.159. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones no es verdadera?

- a) El agua pura tiene propiedades ácidas y básicas.
- b) El ácido clorhídrico es más fuerte que el ácido acético.
- c) Una disolución de cloruro de amonio es ácida.
- d) Una disolución de carbonato de sodio es ácida.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

a) Verdadero. El equilibrio de ionización del agua es:

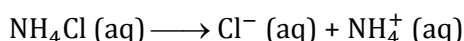


Se produce la misma cantidad de ambos iones.

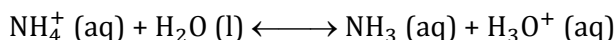
b) Verdadero. El ácido clorhídrico, HCl, es un ácido fuerte, por lo que se encuentra totalmente ionizado y proporciona un valor de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  más elevado y su pH es más bajo.

El ácido acético,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , es débil, por lo que se encuentra parcialmente ionizado y proporciona un valor de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  menor que el del ácido fuerte y su pH es mayor.

c) Verdadero. El cloruro de amonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



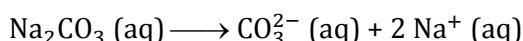
▪ El ion  $\text{NH}_4^+$ , es el ácido conjugado de la base débil  $\text{NH}_3$  y se hidroliza según la ecuación:



▪ El ion  $\text{Cl}^-$  es la base débil conjugada del ácido fuerte HCl por lo que no se hidroliza.

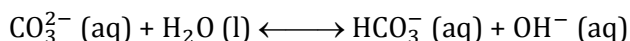
Como se observa, se producen iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y por tanto es **ácida**.

d) **Falso**. El carbonato de sodio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



▪ El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte NaOH por lo que no se hidroliza.

▪ El ion  $\text{CO}_3^{2-}$  es la base conjugada del ácido débil  $\text{HCO}_3^-$  que no se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones  $\text{OH}^-$  y por tanto es básica.

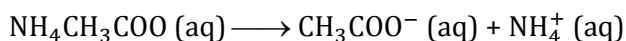
La respuesta correcta es la **c**.

8.160. El pH de una disolución de acetato de amonio es aproximadamente 7, lo cuál se puede explicar porque:

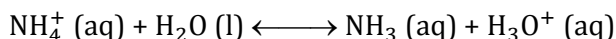
- a) La disolución es muy diluida.
- b) El acetato de amonio es un electrólito débil.
- c) Las sales de ácidos y bases débiles son neutras.
- d) Los iones amonio y acetato se hidrolizan aproximadamente en la misma magnitud.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

El acetato de amonio,  $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion  $\text{NH}_4^+$ , es el ácido conjugado de la base débil  $\text{NH}_3$  y se hidroliza según la ecuación:



- El ion  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  es la base conjugada del ácido débil  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y se hidroliza según la ecuación:



Si el pH aproximado de la disolución es 7 quiere decir que la cantidad de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  que produce el amonio y la de iones  $\text{OH}^-$  que produce el acetato es la misma. Como la concentración inicial de ambos iones es la misma, la **constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio** debe tener aproximadamente el **mismo valor** que la **constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato**.

La respuesta correcta es la **d**.

8.161. ¿Qué ácido tiene la base conjugada más fuerte?

- Ácido acético ( $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ )
- Ácido fórmico ( $K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$ )
- Ácido fluorhídrico ( $K_a = 6,8 \cdot 10^{-4}$ )
- Ácido propanoico ( $K_a = 5,5 \cdot 10^{-5}$ )

(Dato.  $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ )

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

La relación entre la constante de fuerza de ácido y su base conjugada viene dada por la expresión:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} \longrightarrow K_b = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

Para los ácidos dados, tendrá la base conjugada más fuerte el que tenga el mayor valor de la constante  $K_b$ , y los respectivos valores son:

Ácido	$K_a$	$K_b$
acético	$1,8 \cdot 10^{-5}$	$5,6 \cdot 10^{-10}$
fórmico	$1,8 \cdot 10^{-4}$	$5,6 \cdot 10^{-11}$
fluorhídrico	$6,8 \cdot 10^{-4}$	$1,5 \cdot 10^{-11}$
propanoico	$5,5 \cdot 10^{-5}$	$1,8 \cdot 10^{-10}$

La respuesta correcta es la **a**.

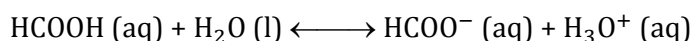
8.162. El ácido metanoico es un ácido débil cuya constante de acidez vale  $1,84 \cdot 10^{-4}$ . Si se tienen 500 mL de una disolución acuosa de este ácido en la cual éste se encuentra disociado en un 34%, ¿cuál será la concentración inicial del ácido metanoico en la disolución?

- $2,10 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
- $1,05 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
- $1,50 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
- $2,55 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)



El HCOOH es un ácido débil que se encuentra parcialmente disociado de acuerdo con el equilibrio:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$

Las concentraciones en el equilibrio en función de la concentración inicial  $c$  y del grado de ionización  $\alpha$  es:

$$[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha \quad [\text{HCOOH}] = c - x \approx c(1 - \alpha)$$

La expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c(1 - \alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha} \quad \longrightarrow \quad c = K_a \frac{1 - \alpha}{\alpha^2}$$

Sustituyendo se obtiene:

$$c = 1,84 \cdot 10^{-4} \frac{(1 - 0,34)}{(0,34)^2} = \mathbf{1,03 \cdot 10^{-3} \text{ M}}$$

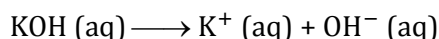
La respuesta correcta es la **b**.

8.163. ¿Cuál es el pH de una disolución 0,025 M de KOH?

- a) 1,60
- b) 3,69
- c) 10,31
- d) 12,40

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

▪ El KOH es una base fuerte que se encuentra totalmente disociada en iones de acuerdo con la ecuación:



Por tanto,  $[\text{K}^+] = [\text{OH}^-] = 0,025 \text{ M}$ .

$$\text{pOH} = -\log(0,025) = 1,60 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,60 = \mathbf{12,40}$$

La respuesta correcta es la **d**.

**9. REACCIONES DE PRECIPITACIÓN**

9.1. Si el producto de solubilidad del AgBr (s) es  $5,0 \cdot 10^{-13}$  a 25°C, su solubilidad en agua es:

a)  $2,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

b)  $7,1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

c)  $1,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

d)  $2,5 \cdot 10^{-13} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

e) El bromuro de plata es completamente insoluble.

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

El equilibrio correspondiente a la disolución del AgBr (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{Br}^-]$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgBr y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ag}^+] [\text{Br}^-] = s$$

La expresión de  $K_{ps}$  queda como:

$$K_{ps} = s \cdot s = s^2$$

Sustituyendo:

$$5,0 \cdot 10^{-13} = s^2 \quad \longrightarrow \quad s = 7,1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

9.2. La relación entre la solubilidad en agua (s) y el producto de solubilidad ( $K_{ps}$ ) para el sólido iónico  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  es:

a)  $9 s^4 = K_{ps}$

b)  $3 s^4 = K_{ps}$

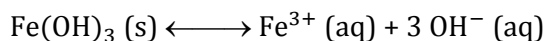
c)  $3 s^2 = K_{ps}$

d)  $s = K_{ps}$

e)  $27 s^4 = K_{ps}$

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}] [\text{OH}^-]^3$$

Llamando s a la solubilidad molar del  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Fe}^{3+}] = s \quad [\text{OH}^-] = 3s$$

La expresión de  $K_{ps}$  queda como:

$$K_{ps} = s (3s)^3 = 27 s^4$$

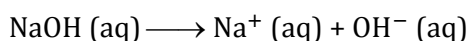
La respuesta correcta es la **e**.

9.3. ¿Cuál de los siguientes compuestos no es soluble en NaOH (aq) 2,0 mol·L<sup>-1</sup>?

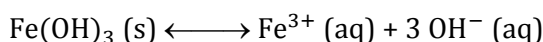
- a) Fe(OH)<sub>3</sub> (s)
- b) NaOH (s)
- c) Be(OH)<sub>2</sub> (s)
- d) NaCl (s)
- e) CH<sub>3</sub>COOH (l)

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

El NaOH (aq), base fuerte, que se encuentra completamente disociada en iones según la ecuación:



a) **Verdadero.** El equilibrio correspondiente a la disolución del Fe(OH)<sub>3</sub> (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad, K<sub>ps</sub>, es:

$$K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}] [\text{OH}^-]^3$$

Si se trata de disolver Fe(OH)<sub>3</sub> (s) en NaOH (aq), el valor de [OH<sup>-</sup>] aumenta. De acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, para que se mantenga el valor de la constante K<sub>ps</sub>, el equilibrio de desplaza hacia la formación de Fe(OH)<sub>3</sub> (s) con lo que su solubilidad disminuye.

Teniendo en cuenta que la solubilidad del Fe(OH)<sub>3</sub> en agua es muy pequeña (K<sub>ps</sub> = 4,0·10<sup>-38</sup>), la solubilidad en NaOH (aq) podría considerarse prácticamente nula.

b-c) Falso. NaOH y Be(OH)<sub>2</sub> son bases fuertes, que se encuentran completamente disociadas en iones, por tanto, su solubilidad no se ve afectada por el medio.

d) Falso. NaCl es una sal muy soluble que se encuentra completamente disociada en iones, por tanto, su solubilidad no se ve afectada por el medio.

e) Falso. CH<sub>3</sub>COOH (l) es un ácido débil que se disuelve perfectamente en NaOH (aq), base fuerte, ya que reaccionan según la ecuación:



La respuesta correcta es la **a**.

9.4. El bromuro de plata es más soluble en:

- a) NaCl (aq) 0,10 mol·L<sup>-1</sup>
- b) H<sub>2</sub>O (l) pura
- c) HNO<sub>3</sub> (aq) diluido
- d) AgNO<sub>3</sub> (aq) 0,10 mol·L<sup>-1</sup>
- e) NH<sub>3</sub> (aq) diluido

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

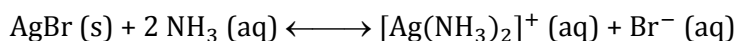
El equilibrio correspondiente a la disolución del AgBr (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad, K<sub>ps</sub>, es:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{Br}^-]$$

La adición de  $\text{NH}_3$  (aq) al  $\text{AgBr}$  (s) produce la formación de un complejo que provoca la disolución del precipitado:



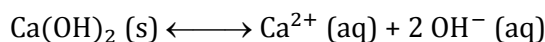
La respuesta correcta es la **e**.

9.5. Calcule el pH de una disolución saturada de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  si su producto de solubilidad es  $5,5 \cdot 10^{-6}$ .

- a) 11,28
- b) 8,72
- c) 12,04
- d) 12,34
- e) 13,00

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Asturias 2011)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ca}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^-] = 2s$$

La expresión de  $K_{ps}$  queda como:

$$K_{ps} = s (2s)^2 = 4 s^3$$

Sustituyendo:

$$5,5 \cdot 10^{-6} = 4 s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 1,11 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Los valores de  $[\text{OH}^-]$ , pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$[\text{OH}^-] = 2s = 2,22 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \longrightarrow \quad \text{pOH} = -\log(2,22 \cdot 10^{-2}) = 1,65$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 1,65 = \mathbf{12,35}$$

La respuesta correcta es la **d**.

9.6. Indique lo que ocurre si se añade 0,01 mol de sal soluble  $\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2$  (s) a 1 L de disolución de  $\text{NaIO}_3$  (aq) 0,0010 M.

- a) No se producirá ninguna precipitación.
- b) El valor de  $K_{ps}$  aumenta en un factor de 0,14.
- c) Precipitará espontáneamente  $\text{NaClO}_4$  (s).
- d) El valor de  $K_{ps}$  disminuye en un factor de 0,14.
- e) Precipitará espontáneamente  $\text{Cu}(\text{IO}_3)_2$  (s).

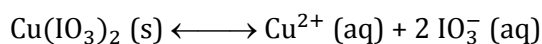
(Dato.  $K_{ps} \text{Cu}(\text{IO}_3)_2 = 7,4 \cdot 10^{-8}$ )

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre  $\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2$  (s) y  $\text{NaIO}_3$  (aq) es:



El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{Cu}(\text{IO}_3)_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{\text{ps}}$ , es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Cu}^{2+}] [\text{IO}_3^-]^2$$

Los valores de las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{0,01 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,01 \text{ M}$$

$$[\text{IO}_3^-] = [\text{NaIO}_3] = 0,001 \text{ M}$$

Para que se forme precipitado es preciso que el producto iónico sea mayor que  $K_{\text{ps}}$ :

$$K_{\text{ps}} < [\text{Cu}^{2+}] [\text{IO}_3^-]^2 \longrightarrow \text{se forma precipitado}$$

Sustituyendo:

$$[\text{Cu}^{2+}] [\text{IO}_3^-]^2 = (0,01) (0,001)^2 = 1,0 \cdot 10^{-8} < 7,4 \cdot 10^{-8}$$

Como el producto iónico es menor que  $K_{\text{ps}}$  **no se forma precipitado**.

La respuesta correcta es la **a**.

9.7. Calcule el producto de solubilidad del  $\text{PbBr}_2$  (s) si la solubilidad de esta sal en agua a  $25^\circ\text{C}$  es  $0,022 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

a)  $1,9 \cdot 10^{-5}$

b)  $1,1 \cdot 10^{-5}$

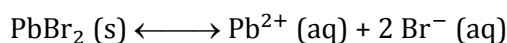
c)  $4,3 \cdot 10^{-5}$

d)  $9,7 \cdot 10^{-4}$

e)  $4,8 \cdot 10^{-4}$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{PbBr}_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{\text{ps}}$ , es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Br}^-]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{PbBr}_2$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{Br}^-] = 2s$$

La expresión de  $K_{\text{ps}}$  queda como:

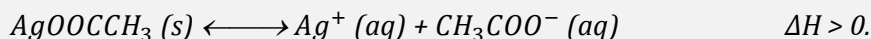
$$K_{\text{ps}} = s (2s)^2 = 4 s^3$$

Sustituyendo:

$$K_{\text{ps}} = 4 (0,022)^3 = 4,3 \cdot 10^{-5}$$

La respuesta correcta es la **c**.

9.8. Para la reacción:



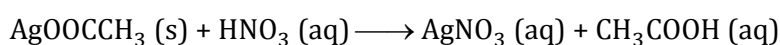
¿Cuál de los siguientes cambios aumentará la solubilidad del acetato de plata en agua?

- Disminución de la temperatura.
- Adición de ácido nítrico.
- Adición de acetato de plata.
- Adición de agua.
- Adición de acetato sódico.

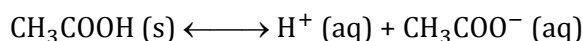
(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

a) Falso. Si se disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca calor y así aumente la temperatura. Como se trata de una reacción endotérmica, el equilibrio se desplaza hacia la formación de  $\text{AgOOCCH}_3$  (izquierda) por lo que disminuye la solubilidad.

b) **Verdadero**. Si se añade  $\text{HNO}_3$  produce la siguiente reacción:



De acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, el sistema se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  consumidos por la adición del ácido nítrico, es decir hacia la derecha con lo que la solubilidad del  $\text{AgOOCCH}_3$  aumenta.



c-e) Falso. La adición de  $\text{NaOOCCH}_3$  o  $\text{AgOOCCH}_3$ , sustancias que tienen algún ion común con los presentes en el equilibrio producen una disminución de la solubilidad del  $\text{AgOOCCH}_3$ . De acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  o  $\text{Ag}^+$  añadidos, es decir hacia la izquierda.

d) Falso. La adición de agua no afecta a la solubilidad mientras se mantenga constante la temperatura.

La respuesta correcta es la **b**.

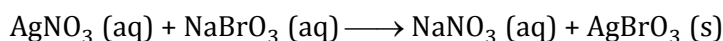
9.9. Indique lo que ocurre cuando se mezclan 50 mL de  $\text{AgNO}_3$  (aq) 1,0 M y 50 mL de  $\text{NaBrO}_3$  (aq) 0,01 M.

- Precipita espontáneamente  $\text{AgBrO}_3$ .
- El valor de  $K_{ps}$  aumenta en un factor de 43.
- El valor de  $K_{ps}$  disminuye en un factor de 43.
- No se produce precipitación.
- Precipita espontáneamente  $\text{NaNO}_3$ .

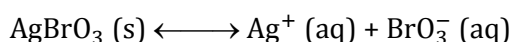
(Dato.  $K_{ps} \text{AgBrO}_3 = 5,8 \cdot 10^{-5}$ )

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre  $\text{AgNO}_3$  (aq) y  $\text{NaBrO}_3$  (aq) es:



El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{AgBrO}_3$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{BrO}_3^-]$$

Los valores de las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{AgNO}_3] = \frac{50 \text{ mL AgNO}_3 \ 1,0 \text{ M} \ \frac{1,0 \text{ mmol AgNO}_3}{1 \text{ mL AgNO}_3 \ 1,0 \text{ M}}}{(50+50) \text{ mL disolución}} = 0,5 \text{ M}$$

$$[\text{BrO}_3^-] = [\text{NaBrO}_3] = \frac{50 \text{ mL NaBrO}_3 \ 0,01 \text{ M} \ \frac{0,01 \text{ mmol NaBrO}_3}{1 \text{ mL NaBrO}_3 \ 0,01 \text{ M}}}{(50+50) \text{ mL disolución}} = 0,005 \text{ M}$$

Para que se forme precipitado es preciso que el producto iónico sea mayor que  $K_{ps}$ :

$$K_{ps} < [\text{Ag}^+] [\text{BrO}_3^-] \longrightarrow \text{se forma precipitado}$$

Sustituyendo:

$$[\text{Ag}^+] [\text{BrO}_3^-] = (0,5) (0,005) = 2,5 \cdot 10^{-3} > 5,8 \cdot 10^{-5}$$

Como el producto iónico es mayor que  $K_{ps}$  **sí se forma precipitado**.

La respuesta correcta es la **a**.

9.10. Calcule la solubilidad del yodato de plomo (II) en agua.

a)  $6,5 \cdot 10^{-14} \text{ M}$

b)  $5,1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

c)  $4,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

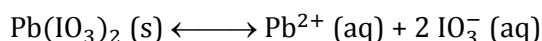
d)  $5,1 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

e)  $6,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

(Dato.  $K_{ps} \text{ Pb}(\text{IO}_3)_2 = 2,6 \cdot 10^{-13}$ )

(O.Q.N. Burgos 1998)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{IO}_3^-]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{IO}_3^-] = 2s$$

La expresión de  $K_{ps}$  queda como:

$$K_{ps} = s (2s)^2 = 4 s^3$$

Sustituyendo:

$$2,6 \cdot 10^{-13} = 4 s^3 \longrightarrow s = 4,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

9.11. Señale la proposición correcta:

- a) El producto de solubilidad del  $\text{FeCO}_3$  disminuye si se añade  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  a una disolución acuosa de la sal.  
 b) La solubilidad del  $\text{FeCO}_3$  en agua pura ( $K_{ps} = 2,11 \cdot 10^{-11}$ ) es aproximadamente la misma que la del  $\text{CaF}_2$  en agua pura ( $K_{ps} = 2,7 \cdot 10^{-11}$ ), puesto que sus productos de solubilidad son casi iguales.  
 c) La solubilidad del  $\text{CaF}_2$  es mayor que la del  $\text{FeCO}_3$ .  
 d) La solubilidad del  $\text{FeCO}_3$  es mayor que la del  $\text{CaF}_2$ .  
 e) La solubilidad del  $\text{FeCO}_3$  aumenta si se añade  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  a una disolución acuosa de la sal.

(O.Q.N. Burgos 1998)

a) Falso. El producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , de una sustancia es un valor constante que sólo depende de la temperatura.

b) Falso. Los equilibrios correspondientes a la disolución del  $\text{FeCO}_3$  (s) y  $\text{CaF}_2$  (s) son, respectivamente:



La expresión de las constantes producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , son, respectivamente:

$$K_{ps} = [\text{Fe}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}] \quad K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^-]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidades molares del  $\text{FeCO}_3$  y  $\text{CaF}_2$  considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Fe}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = s \quad [\text{Ca}^{2+}] = s \quad [\text{F}^-] = 2s$$

Las expresiones de  $K_{ps}$  quedan, respectivamente, como:

$$K_{ps} = s^2 \quad K_{ps} = s (2s)^2 = 4 s^3$$

$$2,11 \cdot 10^{-11} = s^2 \longrightarrow s = 4,6 \cdot 10^{-6} \text{ M} \quad 2,7 \cdot 10^{-11} = 4 s^3 \longrightarrow s = 1,9 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Como se observa, la solubilidad del  $\text{CaF}_2$  es mayor que la del  $\text{FeCO}_3$ .

c) **Verdadero.** La solubilidad del  $\text{CaF}_2$  es mayor que la del  $\text{FeCO}_3$ .

d) Falso. La solubilidad del  $\text{CaF}_2$  es mayor que la del  $\text{FeCO}_3$ .

e) Falso. La adición de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del  $\text{FeCO}_3$ . De acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones carbonato añadidos, es decir hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la **c**.

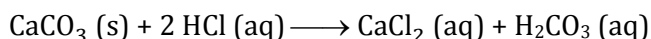
9.12. En una disolución acuosa saturada de  $\text{CaCO}_3$ , la solubilidad aumenta al añadir:

- a)  $\text{HCl}$   
 b)  $\text{NaOH}$   
 c)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$   
 d)  $\text{CaCl}_2$   
 e)  $\text{H}_2\text{O}$

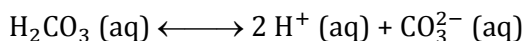
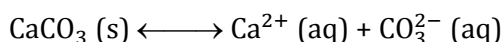
(O.Q.N. Burgos 1998)

a) **Verdadero.** Si se añade  $\text{HCl}$  a la disolución saturada de  $\text{CaCO}_3$  se produce la siguiente reacción:





De acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, el sistema se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones  $\text{CO}_3^{2-}$  consumidos por la adición del ácido clorhídrico, es decir hacia la derecha con lo que la solubilidad del  $\text{CaCO}_3$  aumenta.



b) Falso. Si se añade  $\text{NaOH}$ , base fuerte que se encuentra completamente disociada en iones, los iones  $\text{OH}^-$  procedentes de la misma alteran el equilibrio correspondiente a los iones carbonato en disolución acuosa:



De acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones  $\text{OH}^-$  añadidos, es decir hacia la izquierda.

Si  $[\text{CO}_3^{2-}]$  aumenta,  $[\text{Ca}^{2+}]$  disminuye y así se mantiene constante el producto de solubilidad, por tanto, la solubilidad del  $\text{CaCO}_3$  disminuye.

c-d) Falso. La adición de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  o  $\text{CaCl}_2$ , sustancias que tienen algún ion común con los presentes en el equilibrio producen una disminución de la solubilidad del  $\text{CaCO}_3$ . De acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones  $\text{CO}_3^{2-}$  o  $\text{Ca}^{2+}$  añadidos, es decir hacia la izquierda, por tanto, la solubilidad del  $\text{CaCO}_3$  disminuye.

e) Falso. La adición de agua no afecta a la solubilidad mientras se mantenga constante la temperatura.

La respuesta correcta es la **a**.

9.13. La relación entre la solubilidad en agua ( $s$ ) y el producto de solubilidad ( $K_{ps}$ ) para el sólido iónico  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  es:

a)  $s^3 = K_{ps}$

b)  $s = K_{ps}$

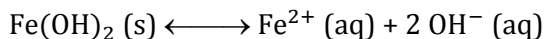
c)  $s^2 = K_{ps}$

d)  $4 s^3 = K_{ps}$

e)  $2 s^2 = K_{ps}$

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2004)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{Fe}(\text{OH})_2 (\text{s})$  es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{Fe}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Fe}^{2+}] = s \qquad [\text{OH}^-] = 2s$$

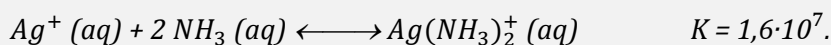
La expresión de  $K_{ps}$  queda como:

$$K_{ps} = s (2s)^2 = 4 s^3$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996).

9.14. Para la siguiente reacción:



Calcule la solubilidad molar del AgCl en una disolución en la que la concentración de equilibrio de  $\text{NH}_3$  es 2,0 M.

- a) 0,107  
b) 0,000013  
c) 0,049  
d) 0,0087  
e) 0,0029

(Dato.  $K_{ps} \text{ AgCl} = 1,8 \cdot 10^{-10}$ )

(O.Q.N. Almería 1999)

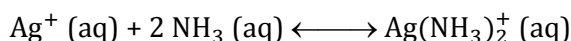
El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$$

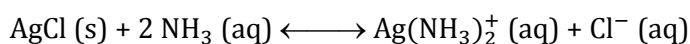
El equilibrio correspondiente a la formación del complejo  $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$  (aq) es:



La expresión de la constante producto de formación del complejo,  $K_f$ , es:

$$K_f = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}^+] [\text{NH}_3]^2}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del precipitado de AgCl (s) en  $\text{NH}_3$  (aq) es:



La expresión de la constante de equilibrio de la reacción,  $K$ , es:

$$K = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] [\text{Cl}^-]}{[\text{NH}_3]^2}$$

Multiplicando y dividiendo por  $[\text{Ag}^+]$  se obtiene:

$$K = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] [\text{Cl}^-]}{[\text{NH}_3]^2} \frac{[\text{Ag}^+]}{[\text{Ag}^+]} = K_f \cdot K_{ps} = (1,6 \cdot 10^7) (1,8 \cdot 10^{-10}) = 2,9 \cdot 10^{-3}$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del AgCl, la tabla de concentraciones en el equilibrio:

	$\text{NH}_3$	$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	$\text{Cl}^-$
Cinicial	2	—	—
Ctransformado	2s	—	—
Cformado	—	s	s
Cequilibrio	2 - 2s	s	s

Sustituyendo:

$$\frac{s^2}{(2-2s)^2} = 2,9 \cdot 10^{-3} \quad \longrightarrow \quad s = 0,0972 \text{ M}$$

La propuesta que hacen los autores es que  $2 \gg 2s$  y, por tanto,  $(2-2s) \approx 2$  con lo que la ecuación queda más sencilla y se obtiene  $s = 0,108 \text{ M}$ .

La respuesta correcta es la **a**.

9.15. ¿Cuál es el pH mínimo al que precipita el hidróxido de cobalto (II) de una disolución de  $\text{Co}^{2+}$  0,02 M?

- a) 5,8
- b) 6,2
- c) 7,0
- d) 7,8
- e) 8,7

(Dato.  $K_{ps}$  hidróxido de cobalto (II) =  $2,0 \cdot 10^{-16}$ )

(O.Q.N. Barcelona 2001)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{Co}(\text{OH})_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{Co}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Co}^{2+}] = 0,02 \quad [\text{OH}^-] = x$$

La expresión de  $K_{ps}$  queda como:

$$K_{ps} = 0,02 x^2$$

Sustituyendo:

$$2,0 \cdot 10^{-16} = 0,02 x^2 \quad \longrightarrow \quad x = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Los valores de  $[\text{OH}^-]$ , pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M} \quad \longrightarrow \quad \text{pOH} = -\log(1,0 \cdot 10^{-7}) = 7,0$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 7,0 = 7,0$$

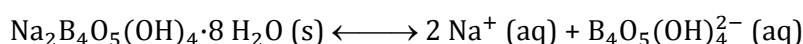
La respuesta correcta es la **c**.

9.16. La relación entre la solubilidad en agua ( $s$ ) y el producto de solubilidad ( $K_{ps}$ ) para el bórax,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$ , un sólido iónico poco soluble, es:

- a)  $s^3 = K_{ps}$
- b)  $s = K_{ps}$
- c)  $s^2 = K_{ps}$
- d)  $4 s^3 = K_{ps}$
- e)  $2 s^2 = K_{ps}$

(O.Q.N. Barcelona 2001)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{Na}^+]^2 [\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4^{2-}]$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Na}^+] = s \quad [\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4^{2-}] = 2s$$

La expresión de  $K_{ps}$  queda como:

$$K_{ps} = s (2s)^2 = 4 s^3$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a las propuestas en Navacerrada 1996, Almería 1999 y Asturias 2004).

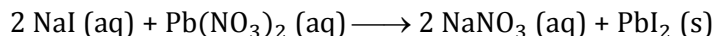
9.17. ¿Cuántos moles de  $\text{PbI}_2$  precipitan si se añaden 250 mL de disolución de  $\text{NaI}$  0,200 M a 150 mL de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  0,100 M?

- a) 0,050 mol
- b)  $1,3 \cdot 10^5$  mol
- c) 0,015 mol
- d)  $5,6 \cdot 10^3$  mol
- e) 0,040 mol

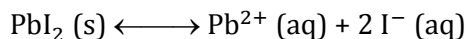
(Dato.  $K_{ps} \text{PbI}_2 = 1,4 \cdot 10^{-8}$ )

(O.Q.N. Barcelona 2001)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre  $\text{NaI}$  (aq) y  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  (aq) es:



El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{PbI}_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2$$

Los valores de las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = \frac{150 \text{ mL Pb}(\text{NO}_3)_2 \text{ 0,1 M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol Pb}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mL Pb}(\text{NO}_3)_2 \text{ 1,0 M}}}{(250+150) \text{ mL disolución}} = 0,0375 \text{ M}$$

$$[\text{I}^-] = [\text{NaI}] = \frac{250 \text{ mL NaI 0,2 M} \cdot \frac{0,2 \text{ mmol NaI}}{1 \text{ mL NaI 0,01 M}}}{(250+150) \text{ mL disolución}} = 0,125 \text{ M}$$

Para que se forme precipitado es preciso que el producto iónico sea mayor que  $K_{ps}$ :

$$K_{ps} < [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2 \longrightarrow \text{se forma precipitado}$$

Sustituyendo:

$$[\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2 = (0,0375) (0,125)^2 = 5,9 \cdot 10^{-4} > 1,4 \cdot 10^{-8}$$

Como el producto iónico es mayor que  $K_{ps}$  **sí se forma precipitado**.

Una vez que se comprueba que se forma precipitado es preciso determinar cuál es el reactivo limitante que determina la cantidad de precipitado formado, para ello se calcula el número de moles de cada reactivo:

$$150 \text{ mL Pb(NO}_3)_2 \text{ 0,1 M } \frac{0,1 \text{ mol Pb(NO}_3)_2}{1000 \text{ mL Pb(NO}_3)_2 \text{ 1,0 M}} = 0,015 \text{ mol Pb(NO}_3)_2$$

$$250 \text{ mL NaI 0,2 M } \frac{0,2 \text{ mol NaI}}{1000 \text{ mL NaI 0,01 M}} = 0,050 \text{ mol NaI}$$

La relación molar es:

$$\frac{0,050 \text{ mol NaI}}{0,015 \text{ mol Pb(NO}_3)_2} = 3,3$$

Como la relación molar es  $> 2$  quiere decir que sobra NaI, por lo que **Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>** es el **reactivo limitante** que determina la cantidad de PbI<sub>2</sub> que precipita:

$$0,015 \text{ mol Pb(NO}_3)_2 \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{1 \text{ mol Pb(NO}_3)_2} = \mathbf{0,015 \text{ mol PbI}_2}$$

La respuesta correcta es la **c**.

9.18. El ion complejo  $[\text{CrCl}_2(\text{NH}_3)_4]^+$ , el estado de oxidación del cromo y su número de coordinación son, respectivamente:

- a) 0 y 6
- b) 0 y 7
- c) +3 y 4
- d) +3 y 6
- e) -3 y 6

(O.Q.N. Barcelona 2001)

Se trata de un catión complejo en el que catión central cromo se encuentra unido a dos ligandos aniónicos cloro (Cl<sup>-</sup>) y a cuatro ligandos neutros amin (NH<sub>3</sub>) por lo que su:

- número de coordinación es **6**
- estado de oxidación del catión metálico es,  $x + 2(-1) = +1 \longrightarrow x = \mathbf{+3}$

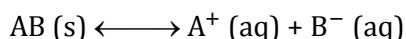
La respuesta correcta es la **d**.

9.19. Si de una disolución saturada de un sólido prácticamente insoluble en agua se evapora la mitad del agua manteniendo la temperatura constante, ¿cuál sería la molaridad de la disolución?

- a) Igual a la inicial.
- b) La mitad de la inicial.
- c) El doble de la inicial.
- d) Cuatro veces la inicial.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Si una sustancia AB prácticamente insoluble en agua coloca en un volumen determinado de agua, una pequeñísima cantidad de AB, s moles, se disuelve con lo que la disolución queda saturada de acuerdo con el siguiente equilibrio:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{A}^+] [\text{B}^-]$$

este valor es una constante que sólo depende de la temperatura.

Si se evapora la mitad del agua manteniendo constante la temperatura, como el producto de solubilidad es constante, las concentraciones iónicas en el equilibrio deben permanecer constantes.

La respuesta correcta es la **a**.

9.20. Un precipitado de  $\text{AgOOCCH}_3$  se encuentra en equilibrio con una disolución saturada de esta sal. Parte o todo el precipitado se disolverá al añadir una disolución diluida de:

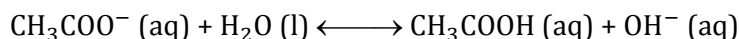
- a)  $\text{NaOH}$
- b)  $\text{HNO}_3$
- c)  $\text{NaNO}_3$
- d)  $\text{KOOCCCH}_3$
- e)  $\text{AgNO}_3$

(O.Q.N. Oviedo 2002)

El equilibrio de disolución del  $\text{AgOOCCH}_3$  viene dado por la siguiente ecuación:



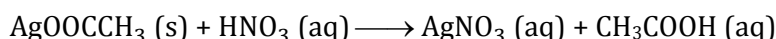
a) Falso. Si se añade  $\text{NaOH}$ , base fuerte que se encuentra completamente disociada en iones, los iones  $\text{OH}^-$  procedentes de la misma alteran el equilibrio correspondiente a los iones acetato en disolución acuosa:



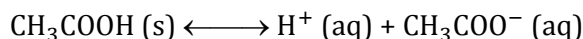
De acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones  $\text{OH}^-$  añadidos, es decir hacia la izquierda.

Si  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$  aumenta,  $[\text{Ag}^+]$  disminuye y así se mantiene constante el producto de solubilidad, por tanto, la solubilidad del  $\text{AgOOCCH}_3$  disminuye.

b) **Verdadero**. Si se añade  $\text{HNO}_3$  produce la siguiente reacción:



De acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, el sistema se desplaza en el sentido en el que se repongan los iones  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  consumidos por la adición del ácido nítrico, es decir hacia la derecha con lo que la solubilidad del  $\text{AgOOCCH}_3$  aumenta.



c-d-e) Falso. La adición de  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KOOCCCH}_3$  o  $\text{AgNO}_3$ , sustancias que tienen algún ion común con los presentes en el equilibrio producen una disminución de la solubilidad del  $\text{AgOOCCH}_3$ . De acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  o  $\text{Ag}^+$  añadidos, es decir hacia la izquierda, por tanto la solubilidad disminuye.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997).

9.21. Los productos de solubilidad del sulfato de estroncio y fluoruro de plomo (II) son respectivamente,  $2,8 \cdot 10^{-7}$  y  $2,7 \cdot 10^{-8}$ . Se puede afirmar que:

- Las dos solubilidades son la raíz cuadrada de sus respectivos productos de solubilidad.
- La solubilidad del fluoruro de plomo (II) es mayor que la del sulfato de estroncio.
- Las dos solubilidades son aproximadamente iguales.
- Los productos de solubilidad de ambas sales aumentan con el pH.
- No es posible conocer la solubilidad con este dato.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Asturias 2004)

a) Falso. Los equilibrios correspondientes a la disolución del  $\text{SrSO}_4$  (s) y  $\text{PbF}_2$  (s) son, respectivamente:



La expresión de las constantes producto de solubilidad,  $K_{\text{ps}}$ , son, respectivamente:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Sr}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] \quad K_{\text{ps}} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{F}^-]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidades molares del  $\text{SrSO}_4$  y  $\text{PbF}_2$  considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Sr}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = s \quad [\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{F}^-] = 2s$$

Las expresiones de  $K_{\text{ps}}$  quedan, respectivamente, como:

$$K_{\text{ps}} = s^2 \quad K_{\text{ps}} = s (2s)^2 = 4 s^3$$

$$2,8 \cdot 10^{-7} = s^2 \quad \longrightarrow \quad s = 5,3 \cdot 10^{-4} \text{ M} \quad 2,7 \cdot 10^{-8} = 4 s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Como se observa, la solubilidad del  $\text{PbF}_2$  es mayor que la del  $\text{SrSO}_4$ .

b) **Verdadero**. La solubilidad del  $\text{PbF}_2$  es mayor que la del  $\text{SrSO}_4$ .

c) Falso. La solubilidad del  $\text{PbF}_2$  es casi 4 veces mayor que la del  $\text{SrSO}_4$ .

d) Falso. En ninguno de los equilibrios están presentes los iones  $\text{OH}^-$  o  $\text{H}^+$ , por tanto, la adición de ácido o base, es decir la modificación del pH, afecta a la solubilidad de ambas especies.

e) Como se ha demostrado en el apartado a) la solubilidad se calcula a partir del producto de solubilidad.

La respuesta correcta es la **b**.

9.22. El producto de solubilidad del  $\text{SrF}_2$  en agua es  $7,8 \cdot 10^{-10}$  y el del  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  es  $1,8 \cdot 10^{-18}$ , por tanto:

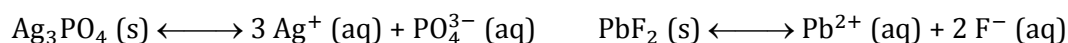
- La solubilidad de estos compuestos es  $7,8 \cdot 10^{-10}$  y  $1,8 \cdot 10^{-18}$  mol/L.
- La solubilidad de estos compuestos en NaCl será menor que en agua pura.
- La solubilidad del  $\text{SrF}_2$  es más de 10 veces mayor que la del  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ .
- La solubilidad del  $\text{SrF}_2$  es aproximadamente  $10^8$  veces superior a la del  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ .
- La solubilidad del  $\text{SrF}_2$  aumenta al añadir NaF.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso. El producto de solubilidad no es lo mismo que la solubilidad de una sustancia.

b) La adición de una sal, NaCl, que no tiene ningún ion común con los del equilibrio estudiado no afecta a la solubilidad de las sustancias precipitadas.

c) **Verdadero.** Los equilibrios correspondientes a la disolución del  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  (s) y  $\text{SrF}_2$  (s) son, respectivamente:



La expresión de las constantes producto de solubilidad,  $K_{\text{ps}}$ , son, respectivamente:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^+]^3 [\text{PO}_4^{3-}] \quad K_{\text{ps}} = [\text{Sr}^{2+}] [\text{F}^-]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidades molares del  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  y  $\text{SrF}_2$  considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ag}^+] = 3s \quad [\text{PO}_4^{3-}] = s \quad [\text{Sr}^{2+}] = s \quad [\text{F}^-] = 2s$$

Las expresiones de  $K_{\text{ps}}$  quedan, respectivamente, como:

$$K_{\text{ps}} = (3s)^3 s = 27 s^4 \quad K_{\text{ps}} = s (2s)^2 = 4 s^3$$

$$1,8 \cdot 10^{-18} = 27 s^4 \longrightarrow s = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ M} \quad 7,8 \cdot 10^{-10} = 4 s^3 \longrightarrow s = 5,8 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Comparando ambas solubilidades:

$$\frac{s (\text{SrF}_2)}{s (\text{Ag}_3\text{PO}_4)} = \frac{5,8 \cdot 10^{-4} \text{ M}}{1,6 \cdot 10^{-5} \text{ M}} = 36$$

Como se observa, **la solubilidad del  $\text{SrF}_2$  es más de 10 veces mayor que la del  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ .**

d) Falso. La solubilidad del  $\text{SrF}_2$  no es unas  $10^8$  veces mayor que la del  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ . Esa es la relación entre los respectivos productos de solubilidad:

$$\frac{K_{\text{ps}} (\text{SrF}_2)}{K_{\text{ps}} (\text{Ag}_3\text{PO}_4)} = \frac{7,8 \cdot 10^{-10}}{1,8 \cdot 10^{-18}} = 4,3 \cdot 10^8$$

e) Falso. La adición de NaF sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del  $\text{SrF}_2$ . De acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones  $\text{F}^-$  añadidos, es decir hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la **b**.

9.23. Tras añadir una cierta cantidad de  $\text{AgCl}$  a un cierto volumen de agua, remover enérgicamente y esperar un tiempo adecuado se han depositado en el fondo 2 gramos de sólido. Si posteriormente se añade 1 gramo más de  $\text{AgCl}$ , a la misma temperatura, se puede afirmar que:

- Ha cambiado la concentración de  $\text{Cl}^-$  de la disolución.
- Habrán exactamente 3 gramos de sólido en el fondo.
- Habrán menos de 3 gramos de sólido en el fondo.
- El  $\text{AgCl}$  no es soluble en agua.

(O.Q.L. Murcia 2003)

La adición de 2 g de  $\text{AgCl}$  (s) al agua hace que una pequeñísima cantidad de  $\text{AgCl}$  se disuelva, con lo que la disolución queda saturada de acuerdo con el siguiente equilibrio:



Si a continuación, se añade 1 g más de esta sustancia se irá directamente al fondo del recipiente. Por tanto, la cantidad de sólido en el fondo será ligeramente inferior a 3 g.



La respuesta correcta es la **c**.

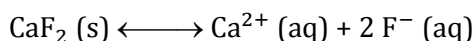
9.24. La solubilidad en agua del fluoruro de calcio ( $\text{CaF}_2$ ) es de  $0,016 \text{ g}\cdot\text{dm}^{-3}$  a la temperatura de  $18^\circ\text{C}$ . El valor del producto de solubilidad del fluoruro de calcio a esa temperatura debe ser:

- a)  $3,4\cdot 10^{-11}$
- b)  $4,0\cdot 10^{-8}$
- c)  $8,2\cdot 10^{-8}$
- d)  $1,7\cdot 10^{-10}$

(Masas atómicas:  $F = 19$ ;  $Ca = 40$ )

(O.Q.L. Murcia 2003)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{CaF}_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{\text{ps}}$ , es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^-]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{CaF}_2$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ca}^{2+}] = s \quad [\text{F}^-] = 2s$$

La expresión de  $K_{\text{ps}}$  queda como:

$$K_{\text{ps}} = s (2s)^2 = 4 s^3$$

La solubilidad molar del  $\text{CaF}_2$  es:

$$s = 0,016 \frac{\text{g CaF}_2}{\text{dm}^3} \frac{1 \text{ mol CaF}_2}{78 \text{ g CaF}_2} = 2,05 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Sustituyendo:

$$K_{\text{ps}} = 4 (2,05 \cdot 10^{-4})^3 = \mathbf{3,4 \cdot 10^{-11}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

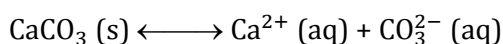
9.25. El interior de una tetera está recubierto con  $10 \text{ g}$  de  $\text{CaCO}_3$ . ¿Cuántos lavados serían necesarios para disolver todo el  $\text{CaCO}_3$ , si en cada lavado se gastan  $250 \text{ mL}$  de agua?

- a) 10
- b) 250
- c) 6324
- d) 12640
- e) 1580

(Datos. Masas atómicas:  $C = 12$ ;  $O = 16$ ;  $Ca = 40,1$ ;  $K_{\text{ps}} \text{ CaCO}_3 = 4 \cdot 10^{-9}$ )

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.N. Sevilla 2010)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{CaCO}_3$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{\text{ps}}$ , es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{CaCO}_3]$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{CaCO}_3$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = s$$

La expresión de  $K_{ps}$  queda como:

$$K_{ps} = s^2$$

Sustituyendo:

$$4,0 \cdot 10^{-9} = s^2 \quad \longrightarrow \quad s = 6,32 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Expresando la solubilidad del  $\text{CaCO}_3$  en g/L:

$$6,32 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol CaCO}_3}{\text{L}} \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 6,32 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g CaCO}_3}{\text{L}}$$

La masa de  $\text{CaCO}_3$  que se disuelve en 250 mL de agua será la cuarta parte:

$$\frac{1}{4} 6,32 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g CaCO}_3}{\text{L}} = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ g CaCO}_3$$

Relacionando la masa de  $\text{CaCO}_3$  depositada en la tetera con la solubilidad del  $\text{CaCO}_3$  en 250 mL de agua se obtiene el número de lavados a realizar para eliminar todo el depósito:

$$10 \text{ g CaCO}_3 \frac{1 \text{ lavado}}{1,58 \cdot 10^{-3} \text{ g CaCO}_3} = \mathbf{6324 \text{ lavados}}$$

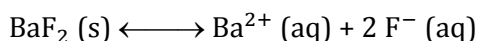
La respuesta correcta es la **c**.

9.26. A  $25^\circ\text{C}$  la solubilidad del fluoruro de bario en agua es  $7,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ . El producto de solubilidad de dicha sal en agua es:

- a)  $1,63 \cdot 10^{-6} \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}$
- b)  $5,47 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$
- c)  $8,10 \cdot 10^{-7} \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}$
- d)  $1,09 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$

(O.Q.L. Murcia 2004)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{BaF}_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{F}^-]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{CaF}_2$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ba}^{2+}] = s \quad [\text{F}^-] = 2s$$

La expresión de  $K_{ps}$  queda como:

$$K_{ps} = s (2s)^2 = 4 s^3$$

Sustituyendo:

$$K_{ps} = 4 (7,41 \cdot 10^{-3})^3 = \mathbf{1,63 \cdot 10^{-6}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

9.27. El valor del producto de solubilidad de las sales  $MX$ ,  $QX_2$  y  $A_2X_3$  es igual a  $4,0 \cdot 10^{-12}$ . ¿Cuál de las sales es más soluble?

- $MX$
- $QX_2$
- $A_2X_3$
- Las tres tienen la misma solubilidad.

(O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

El equilibrio correspondiente a la disolución de una sal del tipo  $A_mB_n$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [A^{n+}]^m [B^{m-}]^n$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $A_mB_n$  y considerando que en el equilibrio:

$$[A^{n+}] = ms \quad [B^{m-}] = ns$$

La expresión de  $K_{ps}$  queda como:

$$K_{ps} = (ms)^m \cdot (ns)^n = m^m \cdot n^n \cdot s^{(m+n)}$$

El valor de la solubilidad para una determinada sal es:

$$s = \sqrt[m+n]{\frac{K_{ps}}{m^m \cdot n^n}}$$

- Para la sal  $MX$  se tiene que  $(m+n) = 2$  y el valor de la solubilidad es

$$s = \sqrt{\frac{4,0 \cdot 10^{-12}}{1}} = 2,0 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

- Para la sal  $QX_2$ , se tiene que  $(m+n) = 3$  y el valor de la solubilidad es:

$$s = \sqrt[3]{\frac{4,0 \cdot 10^{-12}}{1 \cdot 2^2}} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

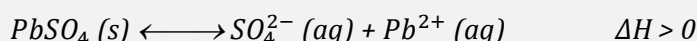
- Para la sal  $A_2X_3$ , se tiene que  $(m+n) = 5$  y el valor de la solubilidad es:

$$s = \sqrt[5]{\frac{4,0 \cdot 10^{-12}}{2^2 \cdot 3^3}} = 2,1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

A la vista de las respectivas solubilidades, **la sal más soluble es  $A_2X_3$ .**

La respuesta correcta es la c.

9.28. Teniendo en cuenta el siguiente sistema en equilibrio:



- Se disolverá más sólido si se disminuye la temperatura.
- Se disolverá más sólido si se diluye al doble la disolución.
- Si se concentra la disolución, aumentará la concentración de  $Pb^{2+}$ .
- Si se añade  $Pb(NO_3)_2$  (s), disminuirá la concentración de  $Pb^{2+}$ .

(O.Q.L. Asturias 2004)

a) Falso. Si se disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, el sistema se desplaza en el sentido en el que se produzca calor y así aumente la temperatura. Como se trata de un proceso endotérmico, el equilibrio se desplaza hacia la formación de  $\text{PbSO}_4$  (izquierda) por lo que disminuye la solubilidad.

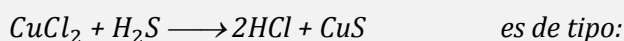
b) Falso. Si se considera que se mantiene constante la temperatura, el valor de  $K_{ps}$  permanece constante. La solubilidad de la sustancia no cambia aunque se duplique el volumen de agua.

c) Falso. Si se considera que se mantiene constante la temperatura, el valor de  $K_{ps}$  permanece constante. La solubilidad, es decir, la concentración de las especies iónicas en el equilibrio de no cambia aunque se elimine agua de la disolución.

d) **Verdadero.** La adición de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio, produce una disminución de la solubilidad del  $\text{PbSO}_4$ . De acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones  $\text{Pb}^{2+}$  añadidos, es decir hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la **d**.

9.29. La reacción:



- a) Redox
- b) Ácido-base de desplazamiento
- c) Ácido-base de neutralización
- d) Precipitación

(O.Q.L. Madrid 2004)

Se trata de una **reacción de precipitación** ya que el  $\text{CuS}$  que se forma es un sólido insoluble.

La respuesta correcta es la **d**.

9.30. En qué disolución será más soluble el  $\text{AgCl}$ :

- a)  $\text{HCl}$  0,01M
- b) Agua pura
- c)  $\text{NH}_3$  0,01M
- d) No puede determinarse.

(O.Q.L. Madrid 2004)

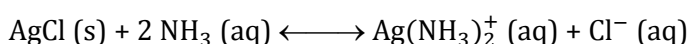
El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{AgCl}$  (s) es:



a) Falso. La adición de  $\text{HCl}$  (aq) sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del  $\text{AgCl}$ . De acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones cloruro añadidos, es decir hacia la izquierda.

b) Falso. El  $\text{AgCl}$  (s) es una sustancia insoluble en agua pura.

c) **Verdadero.** El  $\text{AgCl}$  (s) es una sustancia insoluble que puede disolverse en  $\text{NH}_3$  (aq) por formación de un complejo:



La respuesta correcta es la **c**.

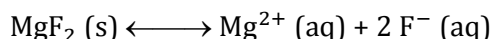
9.31. La solubilidad del fluoruro de magnesio en agua a 18°C se encuentra tabulada como 0,0076 g por 100 mL. El producto de solubilidad de esta sal es:

- a)  $7,6 \cdot 10^{-6}$
- b)  $6,8 \cdot 10^{-7}$
- c)  $8 \cdot 10^{-8}$
- d)  $7,3 \cdot 10^{-9}$

(Masas atómicas: F = 19; Mg = 24,3)

(O.Q.L. Madrid 2004)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{MgF}_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{\text{ps}}$ , es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{F}^-]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{MgF}_2$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Mg}^{2+}] = s \quad [\text{F}^-] = 2s$$

La expresión de  $K_{\text{ps}}$  queda como:

$$K_{\text{ps}} = s (2s)^2 = 4 s^3$$

La solubilidad molar del  $\text{CaF}_2$  es:

$$s = 0,0076 \frac{\text{g MgF}_2}{100 \text{ mL}} \frac{1 \text{ mol MgF}_2}{62,3 \text{ g MgF}_2} \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 1,22 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Sustituyendo:

$$K_{\text{ps}} = 4 (1,22 \cdot 10^{-3})^3 = 7,3 \cdot 10^{-9}$$

La respuesta correcta es la **d**.

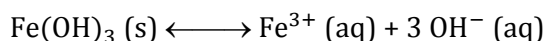
9.32. El producto de solubilidad del hidróxido de hierro (III) a 22°C es  $6,0 \cdot 10^{-38}$ . ¿Qué masa de este compuesto se disolverá en 100 mL de hidróxido de sodio 0,20 M, suponiendo que no hay formación de complejos?

- a)  $6 \cdot 10^{-39} \text{ g}$
- b)  $7 \cdot 10^{-37} \text{ g}$
- c)  $8 \cdot 10^{-35} \text{ g}$
- d)  $9 \cdot 10^{-35} \text{ g}$
- e)  $1 \cdot 10^{-30} \text{ g}$

(Masas atómicas: Fe = 55,8; H = 1; O = 16)

(O.Q.N. Luarca 2005)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{\text{ps}}$ , es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Fe}^{3+}] [\text{OH}^-]^3$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Fe}^{3+}] = s \quad [\text{OH}^-] = 0,20 \text{ M}$$

La expresión de  $K_{ps}$  queda como:

$$K_{ps} = s (0,20)^3$$

Sustituyendo:

$$6,0 \cdot 10^{-38} = 0,008 s \quad \longrightarrow \quad s = 7,5 \cdot 10^{-36} \text{ M}$$

Expresando la solubilidad en g/L:

$$\frac{7,5 \cdot 10^{-36} \text{ mol Fe(OH)}_3}{\text{L}} \cdot \frac{106,8 \text{ g Fe(OH)}_3}{1 \text{ mol Fe(OH)}_3} = 8,0 \cdot 10^{-34} \frac{\text{g Fe(OH)}_3}{\text{L}}$$

La solubilidad del  $\text{Fe(OH)}_3$  en 100 mL de agua será la décima parte:

$$\frac{1}{10} 8,0 \cdot 10^{-34} \frac{\text{g Fe(OH)}_3}{\text{L}} = \mathbf{8,0 \cdot 10^{-35} \frac{\text{g Fe(OH)}_3}{0,1 \text{ L}}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

9.33. Al añadir 0,5 gramos de  $\text{AgCl}$  a una cierta cantidad de agua se observa que se depositan 0,45 g en el fondo. Se puede por tanto decir que:

a) El  $\text{AgCl}$  es muy soluble en agua.  
 b) Si se añade 0,05 g más de  $\text{AgCl}$  se consigue tener 0,5 g en el fondo.  
 c) Si se aumenta la temperatura seguirá habiendo 0,45 g de  $\text{AgCl}$  en el fondo.  
 d) El  $\text{AgCl}$  es un compuesto covalente.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a) Falso. El  $\text{AgCl}$  es un compuesto muy poco soluble en agua.

b) **Verdadero**. La adición de 0,5 g de  $\text{AgCl}$  (s) al agua hace que una pequeñísima cantidad de  $\text{AgCl}$  se disuelva con lo que la disolución queda saturada de acuerdo con el siguiente equilibrio:



Si a continuación, se añade 0,05 g más de esta sustancia se irá directamente al fondo del recipiente. Por tanto, la cantidad de sólido en el fondo será de 0,5 g.

c) Falso. Si se aumenta la temperatura el sólido depositado en el fondo se disuelve.

d) Falso. Teniendo en cuenta las electronegatividades del Cl (3,14) y de la plata (1,93), el  $\text{AgCl}$  presenta una diferencia de electronegatividad de 1,21 lo que lo convierte en un compuesto parcialmente iónico-parcialmente covalente.

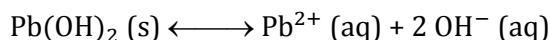
La respuesta correcta es la **b**.

9.34. El producto de solubilidad del hidróxido de plomo (II) es  $2,56 \cdot 10^{-10}$ . Se puede decir que, en una disolución saturada, se cumple que:

- a)  $[\text{Pb}^{2+}] [\text{OH}^-] = 2,56 \cdot 10^{-10}$   
 b)  $[\text{Pb}^{2+}] [2 \text{ OH}^-] = 2,56 \cdot 10^{-10}$   
 c)  $[\text{Pb}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = 2,56 \cdot 10^{-10}$   
 d)  $[\frac{1}{2} \text{ Pb}^{2+}] [\text{OH}^-] = 2,56 \cdot 10^{-10}$   
 e)  $[2 \text{ Pb}^{2+}] [\text{OH}^-] = 2,56 \cdot 10^{-10}$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Madrid 2011)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{\text{ps}}$ , es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2$$

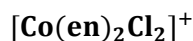
La respuesta correcta es la **c**.

9.35. ¿Cuál es la fórmula del bis(etilendiamina)diclorocobalto (III)?

- a)  $[\text{Co}(\text{en})_3\text{Cl}_2]^+$
- b)  $[\text{Co}(\text{en})_2\text{Cl}_2]^+$
- c)  $[\text{Co}(\text{en})_2\text{Cl}_2]^{3+}$
- c)  $[\text{Co}(\text{en})_2\text{Cl}_2]^{5+}$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

Se trata de un catión complejo en el que catión central ( $\text{Co}^{3+}$ ) se encuentra unido a dos ligandos aniónicos cloro ( $\text{Cl}^{-}$ ) y a otros dos ligandos neutros etilendiamina (en) cuya fórmula es:



La respuesta correcta es la **b**.

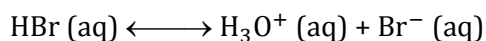
9.36. Si se añade HBr concentrado a una disolución de AgBr en el equilibrio:



- a) Aumenta la cantidad de precipitado.
- b) Aumenta el producto de solubilidad.
- c) Aumenta la solubilidad de la sal.
- d) El equilibrio no se ve afectado por la adición.

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

a) **Verdadero**. Si se añade HBr, un ácido fuerte totalmente disociado según la ecuación:



se añaden al equilibrio iones  $\text{Br}^{-}$ .

De acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma los iones bromuro añadidos por la adición del HBr, es decir hacia la izquierda, formando AgBr con lo que la cantidad de precipitado aumenta.

b) Falso. El producto de solubilidad,  $K_{\text{ps}}$ , es un valor constante para cada temperatura.

c-d) Falso. Según lo expuesto en el apartado a).

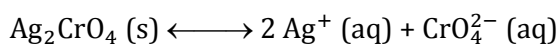
La respuesta correcta es la **a**.

9.37. En una disolución se tiene en equilibrio  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  sólido con cationes  $\text{Ag}^{+}$  en concentración  $4,4 \cdot 10^{-6} \text{ M}$  y aniones  $\text{CrO}_4^{2-}$  en concentración  $0,100 \text{ M}$ . ¿Cuál es el producto de solubilidad del  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ?

- a)  $K_{\text{ps}} = 1,9 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/\text{L}^3$
- b)  $K_{\text{ps}} = 1,2 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^3/\text{L}^3$
- c)  $K_{\text{ps}} = 1,8 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^3/\text{L}^3$
- d)  $K_{\text{ps}} = 1,3 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^3/\text{L}^3$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{\text{ps}}$ , es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{CrO}_4^{2-}] [\text{Ag}^+]^2$$

Sustituyendo:

$$K_{\text{ps}} = (0,100) (4,4 \cdot 10^{-6})^2 = \mathbf{1,9 \cdot 10^{-12}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

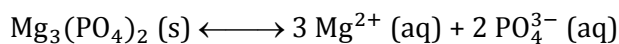
9.38. ¿Cuál es la expresión correcta para la constante del producto de solubilidad del  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ ?

- a)  $K_s = [\text{Mg}^{2+}] [\text{PO}_4^{3-}]$
- b)  $K_s = [\text{Mg}^{2+}]^2 [\text{PO}_4^{3-}]^3$
- c)  $K_s = [\text{Mg}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$
- d)  $K_s = s^5$
- e)  $K_s = 6 s^2$

( $s$  = solubilidad de la sal en mol/L)

(O.Q.N. Vigo 2006)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{\text{ps}}$ , es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Mg}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

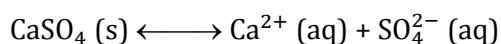
La respuesta correcta es la **c**.

9.39. Una disolución acuosa se encuentra en equilibrio con  $\text{CaSO}_4$  sólido. Señale la proposición **no correcta**:

- a) Si se añade algo de  $\text{NaNO}_3$ , la solubilidad del  $\text{CaSO}_4$  aumenta debido al efecto salino.
- b) Si se añade algo de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , la solubilidad del  $\text{CaSO}_4$  disminuye debido al efecto del ion común.
- c) Si se añade algo de  $\text{CaSO}_4$ , la solubilidad del  $\text{CaSO}_4$  permanece constante.
- d) La solubilidad del  $\text{CaSO}_4$  sólo depende de la temperatura.
- e) Si se añade  $\text{CaCO}_3$ , la solubilidad disminuye por efecto del ion común.

(O.Q.N. Vigo 2006)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{CaSO}_4$  (s) es:



a) Correcto. La adición de  $\text{NaNO}_3$  sustancia que no tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce un aumento de la solubilidad del  $\text{CaSO}_4$  debido al efecto salino.

b-e) Correcto. La adición de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  o de  $\text{CaCO}_3$ , sustancias que tienen un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del  $\text{CaSO}_4$ . De acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones sulfato o calcio añadidos, es decir hacia la izquierda, por tanto la solubilidad disminuye.



c) Correcto. La adición de más  $\text{CaSO}_4$ , hace que esta sustancia se quede en el fondo del recipiente sin disolver, lo cual no hace que cambie la solubilidad del  $\text{CaSO}_4$ .

d) **No correcto.** La solubilidad del  $\text{CaSO}_4$  puede modificarse, como se ha visto, por la adición de un ion común. Es el producto de solubilidad el que sólo depende de la temperatura.

La respuesta no correcta es la **d**.

9.40. El número de coordinación y el estado de oxidación del ion metálico central en el complejo  $[\text{CrBr}_2(\text{NH}_3)_4]^+$  son, respectivamente:

a) 6 y +1

b) 6 y +3

c) 2 y +1

d) 2 y +3

a) 4 y +3

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.N. Sevilla 2010)

Se trata de un catión complejo en el que catión central cromo se encuentra unido a dos ligandos aniónicos bromo ( $\text{Br}^-$ ) y a cuatro ligandos neutros amina ( $\text{NH}_3$ ) por lo que su:

- número de coordinación es **6**
- estado de oxidación del catión metálico es,  $x + 2(-1) = +1$ , de donde,  $x = +3$ .

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Barcelona 2001).

9.41. El valor del pH cuando empieza a precipitar una disolución acuosa de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  es:

a) 3,0

b) 5,4

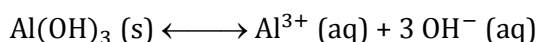
c) 8,1

d) 5,9

(Dato.  $K_{ps} \text{Al}(\text{OH})_3$  a  $25^\circ\text{C} = 1,3 \cdot 10^{-33}$ )

(O.Q.N. Madrid 2006)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{Al}(\text{OH})_3$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{Al}^{3+}] [\text{OH}^-]^3$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{Al}(\text{OH})_3$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Al}^{3+}] = s \quad [\text{OH}^-] = 3s$$

La expresión de  $K_{ps}$  queda como:

$$K_{ps} = s (3s)^3 = 27 s^4$$

Sustituyendo:

$$1,3 \cdot 10^{-33} = 27 s^4 \quad \longrightarrow \quad s = 2,63 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

Los valores de  $[\text{OH}^-]$ , pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$[\text{OH}^-] = 3s = 7,90 \cdot 10^{-9} \text{ M} \quad \longrightarrow \quad \text{pOH} = -\log(7,90 \cdot 10^{-9}) = 8,1$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 8,1 = \mathbf{5,9}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a las propuestas en Navacerrada 1996 y Asturias 2011).

9.42. La solubilidad del fluoruro de bario en agua es de  $7,41 \cdot 10^{-3}$  mol/L. ¿Cuál será la solubilidad del fluoruro de bario en una disolución 1 M de cloruro de bario totalmente disociado?

a)  $6,38 \cdot 10^{-4}$  M

b)  $8 \cdot 10^{-2}$  M

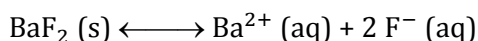
c) 1 M

d) 0,02 M

e)  $3,21 \cdot 10^{-2}$  M

(O.Q.N. Córdoba 2007)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{BaF}_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{\text{ps}}$ , es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{F}^-]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{BaF}_2$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ba}^{2+}] = s \quad [\text{F}^-] = 2s$$

La expresión de  $K_{\text{ps}}$  queda como:

$$K_{\text{ps}} = s (2s)^2 = 4 s^3$$

Sustituyendo:

$$K_{\text{ps}} = 4 (7,41 \cdot 10^{-3})^3 = 1,63 \cdot 10^{-6}$$

▪ La solubilidad en una disolución 1 M de  $\text{BaCl}_2$  ocasiona la presencia de un ion común que, de acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, disminuye la solubilidad. En el equilibrio:

$$[\text{F}^-] = 2s$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = (1 + s) \quad \longrightarrow \quad \text{como } 1 \gg s \quad \longrightarrow \quad [\text{Ba}^{2+}] \approx 1 \text{ M}$$

La expresión de  $K_{\text{ps}}$  queda como:

$$K_{\text{ps}} = 1 (2s)^2 = 4 s^2$$

Sustituyendo:

$$1,63 \cdot 10^{-6} = 4 s^2 \quad \longrightarrow \quad s = \mathbf{6,38 \cdot 10^{-4} \text{ M}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

9.43. La solubilidad del cloruro de plata,  $\text{AgCl}$ , ( $K_{ps} = 1,7 \cdot 10^{-10}$ ) es mayor en:

- a) Agua pura
- b) En presencia de  $\text{KCl}$  0,1 M
- c) En presencia de  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  0,1 M
- d) En presencia de  $\text{KNO}_3$  0,1 M

(O.Q.L. Madrid 2007)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{AgCl}$  (s) es:



a) Falso. El  $\text{AgCl}$  (s) es una sustancia insoluble en agua pura.

b-c) Falso. La presencia de  $\text{KCl}$  0,1 M o  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  0,1 M, sustancias que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce una disminución de la solubilidad del  $\text{AgCl}$ . De acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuman los iones cloruro o plata añadidos, en cada caso, es decir hacia la izquierda.

d) **Verdadero**. La presencia de  $\text{KNO}_3$  0,1 M sustancia que no tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce un aumento de la solubilidad del  $\text{AgCl}$  debido al efecto salino.

La respuesta correcta es la **d**.

9.44. En el ion complejo de la molécula pentacloroaquadrocromo (III), el número de oxidación y el índice de coordinación del ion metálico central son respectivamente:

- a) +3 y 5
- b) +2 y 1
- c) +6 y 6
- d) +3 y 6

(O.Q.L. Madrid 2007)

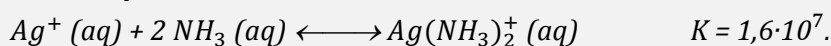
El ion complejo pentacloroaquadrocromo (III),  $[\text{CrCl}_5(\text{H}_2\text{O})]^{2+}$ , tiene estructura octaédrica en la que el ion cromo se encuentra rodeado de **6 ligandos**, cinco aniónicos cloro,  $\text{Cl}^-$  y uno neutro agua,  $\text{H}_2\text{O}$ .

El número de oxidación del ion cromo es **+3** tal como indica el nombre del ion complejo.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Barcelona 2001, Vigo 2006 y Sevilla 2010).

9.45. Sabiendo que:



Calcula la solubilidad del bromuro de plata en una disolución con una concentración de amoníaco en el equilibrio 1 M.

- a)  $7,1 \cdot 10^{-7}$  M
- b)  $8,4 \cdot 10^{-4}$  M
- c)  $5,0 \cdot 10^{-5}$  M
- d)  $2,8 \cdot 10^{-3}$  M
- e)  $5,0 \cdot 10^{-13}$  M

(Dato.  $K_{ps}$  bromuro de plata =  $5,01 \cdot 10^{-13}$ )

(O.Q.N. Castellón 2008)

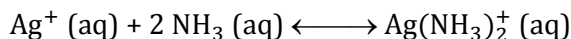
El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{AgBr}$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{Br}^-]$$

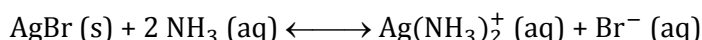
El equilibrio correspondiente a la formación del complejo  $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$  (aq) es:



La expresión de la constante producto de formación del complejo,  $K_f$ , es:

$$K_f = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}^+] [\text{NH}_3]^2}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del precipitado de  $\text{AgBr (s)}$  en  $\text{NH}_3 \text{ (aq)}$  es:



La expresión de la constante de equilibrio de la reacción,  $K$ , es:

$$K = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] [\text{Br}^-]}{[\text{NH}_3]^2}$$

Multiplicando y dividiendo por  $[\text{Ag}^+]$  se obtiene:

$$K = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] [\text{Br}^-]}{[\text{NH}_3]^2} \frac{[\text{Ag}^+]}{[\text{Ag}^+]} = K_f \cdot K_{ps} = (1,6 \cdot 10^7) (5,01 \cdot 10^{-13}) = 8,0 \cdot 10^{-6}$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{AgBr}$  y planteando la tabla de concentraciones en el equilibrio:

	$\text{NH}_3$	$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	$\text{Br}^-$
Cinicial	1	—	—
Ctransformado	2s	—	—
Cformado	—	s	s
Cequilibrio	1 - 2s	s	s

Sustituyendo:

$$\frac{s^2}{(1-2s)^2} = 8,0 \cdot 10^{-6}$$

Como  $1 \gg 2s$  se puede aproximar,  $(1-2s)^2 \approx 1$  con lo que la ecuación queda más sencilla y se obtiene  $s = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ .

La respuesta correcta es la **d**.

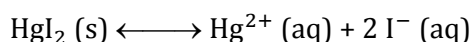
(Esta cuestión es similar a la propuesta en Almería 1999).

9.46. El producto de solubilidad del ioduro de mercurio (II) en agua a  $18^\circ\text{C}$  es  $1,0 \cdot 10^{-28}$ . ¿Cuál es su solubilidad en una disolución  $0,01 \text{ M}$  de ioduro de potasio a  $18^\circ\text{C}$ ?

- a)  $1,0 \cdot 10^{-24} \text{ M}$
- b)  $1,0 \cdot 10^{-14} \text{ M}$
- c)  $2,9 \cdot 10^{-10} \text{ M}$
- d)  $1,0 \cdot 10^{-28} \text{ M}$
- e)  $1,0 \cdot 10^{-26} \text{ M}$

(O.Q.N. Castellón 2008)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{HgI}_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{\text{ps}}$ , es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Hg}^{2+}] [\text{I}^-]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{BaF}_2$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Hg}^{2+}] = s \quad [\text{I}^-] = 2s$$

▪ La solubilidad en una disolución 0,01 M de KI ocasiona la presencia de un ion común que, de acuerdo con el principio de *Le Châtelier*, disminuye la solubilidad. En el equilibrio:

$$[\text{I}^-] = (0,01 + 2s) \longrightarrow \text{como } 0,01 \gg 2s \longrightarrow [\text{I}^-] \approx 0,01 \text{ M}$$

$$[\text{Hg}^{2+}] = s$$

La expresión de  $K_{\text{ps}}$  queda como:

$$K_{\text{ps}} = s (0,01)^2 = 10^{-4} s$$

Sustituyendo:

$$1,0 \cdot 10^{-28} = 10^{-4} s \longrightarrow s = \mathbf{1,0 \cdot 10^{-24} \text{ M}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Córdoba 2007).

9.47. Sabiendo que el producto de solubilidad del hidróxido de magnesio es  $1,00 \cdot 10^{-11}$  a  $25^\circ\text{C}$ , el pH de una disolución acuosa de esta sal es:

a) 10,1

b) 3,90

c) 7,00

d) 10,4

(O.Q.L. Madrid 2008)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{\text{ps}}$ , es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Mg}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^-] = 2s$$

La expresión de  $K_{\text{ps}}$  queda como:

$$K_{\text{ps}} = s (2s)^2 = 4 s^3$$

Sustituyendo:

$$1,00 \cdot 10^{-11} = 4 s^3 \longrightarrow s = 1,36 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Los valores de  $[\text{OH}^-]$ , pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$[\text{OH}^-] = 2s = 2,72 \cdot 10^{-4} \text{ M} \quad \longrightarrow \quad \text{pOH} = -\log(2,72 \cdot 10^{-4}) = 3,6$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - 3,6 = \mathbf{10,4}$$

La respuesta correcta es la **d**.

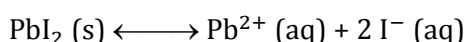
(Cuestión similar a las propuestas en Navacerrada 1996, Madrid 2006 y Asturias 2011).

9.48. Calcula la solubilidad del  $\text{PbI}_2$  ( $M = 461 \text{ g/mol}$ ) en g/L, si  $K_{\text{ps}} = 4,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^3/\text{L}^3$ .

- a) 8,91 g/L
- b) 9,22 g/L
- c) 20,30 g/L
- d) 9,93 g/L

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{PbI}_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{\text{ps}}$ , es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{PbI}_2$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{I}^-] = 2s$$

La expresión de  $K_{\text{ps}}$  queda como:

$$K_{\text{ps}} = s (2s)^2 = 4 s^3$$

Sustituyendo:

$$4,0 \cdot 10^{-5} = 4 s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 2,15 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Expresada en g/L:

$$\frac{2,15 \cdot 10^{-2} \text{ mol PbI}_2}{\text{L}} \frac{461,0 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} = \mathbf{9,93 \text{ g/L}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

9.49. ¿Cuál es la solubilidad del hidróxido de magnesio en una disolución acuosa de pH 12,0?

- a)  $1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
- b)  $1 \cdot 10^{-9} \text{ M}$
- c)  $1 \cdot 10^{-11} \text{ M}$
- d)  $1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$
- e)  $3,2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

(Dato. El producto de solubilidad del hidróxido de magnesio es  $1,0 \cdot 10^{-11}$  a  $25^\circ\text{C}$ )

(O.Q.N. Ávila 2009)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{\text{ps}}$ , es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Mg}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^-] = 2s$$

En una disolución de  $\text{pH} = 12,0$ :

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \longrightarrow \quad \text{pOH} = 14 - 12 = 2 \quad \longrightarrow \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-2} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de  $K_{ps}$ :

$$[\text{Mg}^{2+}] = s = \frac{K_{ps}}{[\text{OH}^-]^2} \quad \longrightarrow \quad s = \frac{1 \cdot 10^{-11}}{(10^{-2})^2} = 1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

9.50. El valor de  $K_{ps}$  para el  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  es  $8,5 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/\text{L}^3$ . La solubilidad de este hidróxido en agua es:

- a)  $1,28 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- b)  $2,04 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- c)  $2,91 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Murcia 2009)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Mg}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^-] = 2s$$

Sustituyendo se obtiene:

$$K_{ps} = s (2s)^2 = 4 s^3$$

El valor de la solubilidad es:

$$8,5 \cdot 10^{-12} = 4 s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 1,28 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

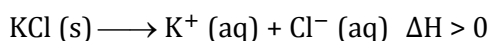
La respuesta correcta es la **a**.

9.51. ¿Qué procedimiento aumentará la solubilidad del  $\text{KCl}$  en agua?

- a) Agitar soluto y disolución.
- b) Aumentar el área superficial del soluto.
- c) Aumentar la temperatura del disolvente.
- d) Incrementar la presión en la superficie del disolvente.

(O.Q.N. Murcia 2009)

Se trata del proceso:



a-b) Falso. Agitar y aumentar el área superficial del soluto favorecen la velocidad de la reacción pero no afectan al valor de la solubilidad.

c) **Verdadero**. Si se aumenta la temperatura, se comunica calor que se emplea en romper la red cristalina del KCl.

Como se trata de un proceso endotérmico, el **aumento de temperatura** hace que el sistema se desplace hacia la disolución del KCl (s).

d) Falso. La presión no afecta a la solubilidad de un sólido.

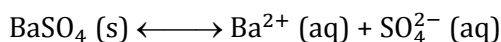
La respuesta correcta es la **c**.

9.52. A una disolución acuosa saturada de  $\text{BaSO}_4$  y a temperatura constante, se le añaden unos gramos de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  hasta su disolución total. ¿Cuál será el efecto sobre la disolución de  $\text{BaSO}_4$ ?

- a) Disminuye  $[\text{Ba}^{2+}]$
- b) Aumenta  $[\text{SO}_4^{2-}]$
- c) Aumenta la solubilidad del  $\text{BaSO}_4$
- d) Aumenta  $K_{ps}$  del  $\text{BaSO}_4$
- e) No produce ningún efecto.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Asturias 2010)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{BaSO}_4$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

La **adición de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$** , sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio produce un aumento de  $[\text{SO}_4^{2-}]$ , por tanto, para que se mantenga el valor de la constante  $K_{ps}$  se produce una **disminución de  $[\text{Ba}^{2+}]$** .

La respuesta no correcta es la **a**.

9.53. Tras añadir una cierta cantidad de  $\text{AgCl}$  a un cierto volumen de agua, remover enérgicamente y esperar un tiempo adecuado se han depositado en el fondo 4 gramos de sólido. Si posteriormente se añade 1 gramo más de  $\text{AgCl}$  y se vuelve a agitar:

- a) No cambiará la concentración de  $\text{Cl}^-$  de la disolución.
- b) Habrá 4 gramos de sólido en el fondo.
- c) La cantidad de sólido sin disolver dependerá del tiempo de agitación.
- d) La cantidad de sólido sin disolver dependerá del volumen de agua usado.

(O.Q.L. Murcia 2010)

La adición de 5 g de  $\text{AgCl}$  (s) al agua hace que una pequeñísima cantidad de  $\text{AgCl}$  se disuelva, con lo que la disolución queda saturada de acuerdo con el siguiente equilibrio:



La cantidad de  **$\text{AgCl}$  (s)** que se disuelve y la que queda **sin disolver** en el fondo **depende** de la solubilidad de la sustancia y, por tanto, **de la cantidad de agua** presente en el recipiente.

La respuesta correcta es la **d**.



9.54. A 25°C el valor de  $K_{ps}$  para el  $Mg(OH)_2$  es  $3,4 \cdot 10^{-11}$ . Se puede afirmar que la solubilidad:

- a) Es  $2,04 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- b) Aumenta en disolución de hidróxido de sodio.
- c) No varía con la temperatura.
- d) Aumenta al agitar fuertemente.

(O.Q.L. Murcia 2010)

a) **Verdadero**. El equilibrio correspondiente a la disolución del  $Mg(OH)_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [Mg^{2+}] [OH^{-}]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $Mg(OH)_2$  y considerando que en el equilibrio:

$$[Mg^{2+}] = s \quad [OH^{-}] = 2s$$

Sustituyendo se obtiene:

$$K_{ps} = s (2s)^2 = 4 s^3$$

El valor de la solubilidad es:

$$3,4 \cdot 10^{-11} = 4 s^3 \quad \longrightarrow \quad s = 2,04 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- b) Falso. Al añadir un ion común disminuye la solubilidad.
- c) Falso. Al elevar la temperatura se aporta calor y se favorece la disolución del sólido.
- d) Falso. La propuesta carece de sentido.

La respuesta correcta es la **a**.

9.55. Indique cuál de los siguientes sulfuros es más soluble soluble en agua:

- a)  $CuS$
- b)  $Na_2S$
- c)  $CoS$
- d)  $FeS$

(O.Q.L. Madrid 2010)

El sulfuro más soluble en agua es  $Na_2S$ , ya que casi todas las sales alcalinas son muy solubles en agua, y además, los sulfuros de metales de transición son insolubles.

La respuesta correcta es la **b**.

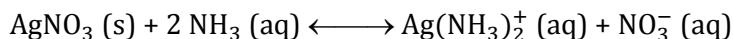
9.56. Cuando se disuelve  $AgNO_3$  en 1 L de cada una de las siguientes disoluciones, ¿en qué caso se disolverá mayor cantidad de sal?

- a)  $HNO_3$  (aq) 1,00 M
- b)  $NaOH$  (aq) 1,00 M
- c)  $HCl$  (aq) 1,00 M
- d)  $NH_3$  (aq) 1,00 M

(O.Q.L. Madrid 2010)

a) Falso. La presencia de un ion común,  $NO_3^-$ , hace disminuir la solubilidad de una sustancia.

- b) Falso. No hay reacción con NaOH.
- c) Falso. Hay reacción con HCl que produce la precipitación de AgCl.
- d) **Verdadero**. Hay reacción con  $\text{NH}_3$  que produce el desplazamiento de la reacción hacia la derecha favoreciendo la disolución de  $\text{AgNO}_3$ :



La respuesta correcta es la **d**.

9.57. El  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  es un compuesto muy poco soluble en agua pura. ¿Qué ocurrirá si a una disolución precipitada de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  se le añade  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ?

- a) Precipitará más hidróxido al modificar el pH.
- b) La solubilidad del hidróxido no se verá afectada.
- c) La solubilidad aumenta porque el pH disminuye.
- d) No se puede contestar sin el dato del producto de solubilidad.

(O.Q.L. Asturias 2010)

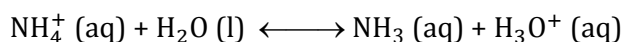
El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{Mg}(\text{OH})_2 (\text{s})$  es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

El  $\text{NH}_4\text{Cl}$  es una sal que al disolverse en agua produce hidrólisis ácida, ya que el ion  $\text{NH}_4^+$  reacciona con el  $\text{H}_2\text{O}$  liberando iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ .



Estos iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  consumen iones  $\text{OH}^-$  de la disolución produciendo un **descenso del pH**. Para que se mantenga el valor de la constante  $K_{ps}$  el equilibrio se desplaza hacia la derecha disolviéndose más  $\text{Mg}(\text{OH})_2 (\text{s})$  y **aumentando** con ello **su solubilidad**.

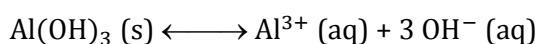
La respuesta no correcta es la **c**.

9.58. En una disolución saturada de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  se debe cumplir que:

- a)  $[\text{Al}^{3+}] [\text{OH}^-]^3 < K_{ps}$
- b)  $[\text{Al}^{3+}] [\text{OH}^-]^3 > K_{ps}$
- c)  $[\text{Al}^{3+}] [\text{OH}^-]^3 = K_{ps}$
- d)  $[\text{Al}^{3+}]^3 [\text{OH}^-] < K_{ps}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

En el equilibrio correspondiente a una disolución saturada de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  se cumple que:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{Al}^{3+}] [\text{OH}^-]^3$$

La respuesta correcta es la **c**.

9.59. Dados los siguientes compuestos (entre paréntesis se indican sus  $pK_{ps}$ ): ZnS (23,80), AgCl (9,80) y  $Ag_2CrO_4$  (11,95). Ordénelos por su solubilidad molar creciente en agua:

a)  $Ag_2CrO_4$ , ZnS, AgCl

b) ZnS,  $Ag_2CrO_4$ , AgCl

c) ZnS, AgCl,  $Ag_2CrO_4$

d) AgCl,  $Ag_2CrO_4$ , ZnS

e)  $Ag_2CrO_4$ , AgCl, ZnS

(O.Q.N. Valencia 2011)

Los respectivos productos de solubilidad  $K_{ps}$  son:

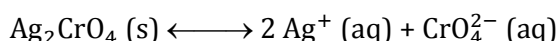
$$pK_{ps} (Ag_2CrO_4) = 23,80 \longrightarrow K_{ps} = 1,58 \cdot 10^{-24}$$

$$pK_{ps} (AgCl) = 9,80 \longrightarrow K_{ps} = 1,58 \cdot 10^{-10}$$

$$pK_{ps} (ZnS) = 11,95 \longrightarrow K_{ps} = 1,12 \cdot 10^{-12}$$

Relacionando  $K_{ps}$  con la solubilidad molar para cada sal:

- El equilibrio correspondiente a la disolución del  $Ag_2CrO_4$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [Ag^+]^2 [CrO_4^{2-}]$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $Ag_2CrO_4$  y considerando que en el equilibrio:

$$[Ag^+] = 2s \qquad [CrO_4^{2-}] = s$$

Sustituyendo se obtiene:

$$K_{ps} = (2s)^2 s = 4 s^3$$

El valor de la solubilidad es:

$$1,58 \cdot 10^{-24} = 4 s^3 \longrightarrow s = 7,33 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [Ag^+] [Cl^-]$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del AgCl y considerando que en el equilibrio:

$$[Cl^-] = [Ag^+] = s$$

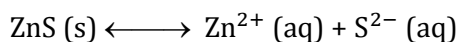
Sustituyendo se obtiene:

$$K_{ps} = s^2$$

El valor de la solubilidad es:

$$1,58 \cdot 10^{-10} = s^2 \longrightarrow s = 1,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- El equilibrio correspondiente a la disolución del ZnS (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{S}^{2-}] [\text{Zn}^{2+}]$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del ZnS y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{S}^{2-}] = [\text{Zn}^{2+}] = s$$

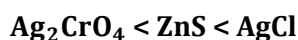
Sustituyendo se obtiene:

$$K_{ps} = s^2$$

El valor de la solubilidad es:

$$1,12 \cdot 10^{-12} = s^2 \quad \longrightarrow \quad s = 1,06 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Los compuestos ordenados por solubilidad molar creciente son:



La respuesta correcta es la **a**.

9.60. En 0,75 L de disolución de KOH de pH = 10, la masa en gramos de magnesio que se puede disolver es:

a)  $10^{-4}$

b)  $3,4 \cdot 10^{-3}$

c) 0,062

d) 0,62

(Dato.  $K_{ps} \text{ Mg(OH)}_2 = 3,4 \cdot 10^{-11}$ ;  $Mg = 24,32$ )

(O.Q.L. Asturias 2011)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{Mg(OH)}_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{Mg(OH)}_2$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Mg}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^-] = 2s$$

Sustituyendo se obtiene:

En una disolución de pH = 10:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \longrightarrow \quad \text{pOH} = 14 - 10 = 4 \quad \longrightarrow \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-4} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de  $K_{ps}$ :

$$[\text{Mg}^{2+}] = s = \frac{K_{ps}}{[\text{OH}^-]^2} \quad \longrightarrow \quad s = \frac{3,4 \cdot 10^{-11}}{(10^{-4})^2} = 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

La masa de Mg que puede disolverse en 0,75 L de disolución es:

$$0,75 \text{ L disolución} \frac{3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol Mg}^{2+}}{1 \text{ L disolución}} \frac{24,32 \text{ g Mg}^{2+}}{1 \text{ mol Mg}^{2+}} = \mathbf{0,062 \text{ g Mg}^{2+}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

9.61. ¿Cuál será la concentración de ion cloruro que se obtiene al colocar 2 g de cloruro de plomo (II) en 100 mL de agua pura si el producto de solubilidad es  $K_{ps} = 10^{-9,8}$ ?

a)  $1,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

b)  $2,2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

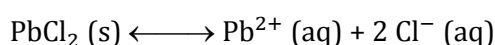
c)  $3,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

b)  $6,8 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

(Dato. Cl = 35,45; Pb = 207,19)

(O.Q.L. Asturias 2011)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{PbCl}_2$  (s) es:



La expresión de la constante producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , es:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^{-}]^2$$

Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{PbCl}_2$  y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s \quad [\text{Cl}^{-}] = 2s$$

Sustituyendo se obtiene:

$$K_{ps} = s (2s)^2 = 4 s^3$$

El valor de la solubilidad es:

$$10^{-9,8} = 4 s^3 \quad \longrightarrow \quad s = \mathbf{3,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}}$$

La concentración de cloruro es:

$$[\text{Cl}^{-}] = 2s = \mathbf{6,8 \cdot 10^{-4} \text{ M}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

9.62. Para una disolución saturada de  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$  la solubilidad es igual a:

a) La concentración de  $\text{Mg}^{2+}$

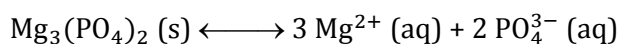
b) La concentración de  $\text{Mg}^{2+}$  dividida entre dos

c) La concentración de  $\text{PO}_4^{3-}$

d) El doble de la concentración de  $\text{PO}_4^{3-}$

(O.Q.L. Murcia 2011)

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$  (s) es:



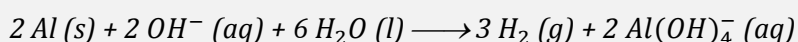
Llamando  $s$  a la solubilidad molar del  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$  se puede escribir:

$$[\text{Mg}^{2+}] = 3s \quad [\text{PO}_4^{3-}] = 2s$$

Ninguna respuesta es correcta.

**10. ELECTROQUÍMICA**

10.1. En la siguiente reacción:

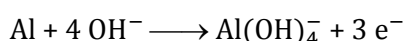


¿Cuál es el agente reductor?

- a)  $\text{H}_2\text{O}$
- b)  $\text{OH}^-$
- c)  $\text{H}_2$
- d)  $\text{Al}$
- e)  $\text{Al(OH)}_4^-$

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Asturias 2007)

El agente reductor es la sustancia que se oxida, es decir que cede electrones. En esta reacción es el **aluminio**:



La respuesta correcta es la **d**.

10.2. Para la siguiente semirreacción redox en medio básico:

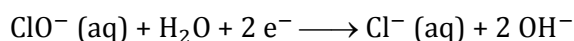


¿Cuántos electrones aparecen en la reacción ajustada?

- a) 1
- b) 2
- c) 6
- d) 3
- e) 8

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

La semirreacción ajustada es:



Se trata de la semirreacción de reducción del  $\text{ClO}^-$  que se comporta como oxidante y gana **2 electrones**.

La respuesta correcta es la **b**.

10.3. ¿Cuál de las siguientes especies químicas actúa solamente como agente reductor?

- a)  $\text{H}_2$
- b)  $\text{S}$
- c)  $\text{Na}^+$
- d)  $\text{Na}$
- e)  $\text{F}_2$

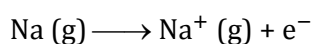
(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Madrid 2011)

a) Falso.  $\text{H}_2$  puede oxidarse a  $\text{H}^+$ , o bien reducirse a  $\text{H}^-$ .

b) Falso.  $\text{S}$  puede oxidarse a  $\text{S}^{4+}$  o  $\text{S}^{6+}$ , o bien reducirse a  $\text{S}^{2-}$ .

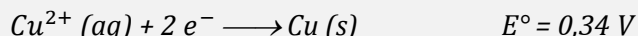
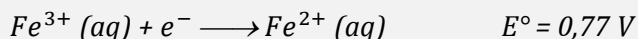
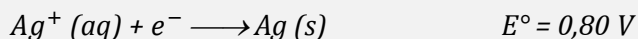
e) Falso.  $\text{F}_2$  es el agente oxidante más fuerte que existe y sólo puede reducirse a  $\text{F}^-$ .

c-d) **Verdadero**. De todas las especies propuestas la única que puede actuar sólo como agente reductor es el  $\text{Na}$  ya que sólo puede oxidarse a  $\text{Na}^+$ :



La respuesta correcta es la **d**.

10.4. Los potenciales estándar de electrodo para las siguientes reacciones son:



El agente reductor más fuerte es:

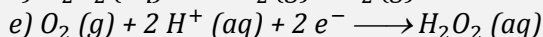
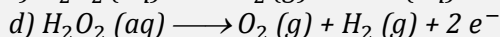
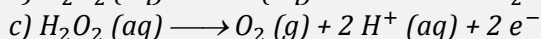
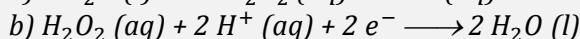
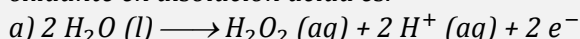
- a)  $\text{Ag}^+ (\text{aq})$
- b)  $\text{Ag} (\text{s})$
- c)  $\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$
- d)  $\text{Cu} (\text{s})$
- e)  $\text{Cu}^{2+} (\text{aq})$

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Asturias 2007)

El agente reductor más fuerte es aquel que tiene el potencial normal de electrodo más pequeño. De los valores dados el más pequeño le corresponde al **Cu (s)**.

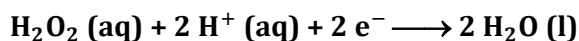
La respuesta correcta es la **d**.

10.5. La semirreacción ajustada que representa  $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$  actuando como un agente oxidante en disolución ácida es:



(O.Q.N. Navacerrada 1996)

Si el  $\text{H}_2\text{O}_2$  actúa como agente oxidante, en medio ácido, gana electrones y se reduce a  $\text{H}_2\text{O}$ . La semirreacción ajustada correspondiente es:



La respuesta correcta es la **b**.

10.6. ¿Cuál es el estado de oxidación del manganeso en el permanganato potásico ( $\text{KMnO}_4$ )?

- a) -8
- b) +7
- c) -7
- d) +16
- e) +8

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2007)

Sabiendo que los números de oxidación del K y O son, respectivamente, +1 y -2, y que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0 se puede plantear la siguiente ecuación:

$$1 (+1) + 1 (x) + 4 (-2) = 0 \quad \longrightarrow \quad x = +7$$

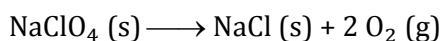
La respuesta correcta es la **b**.

10.7. Para convertir  $\text{ClO}_4^-$  en  $\text{Cl}^-$  se necesita:

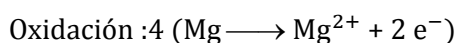
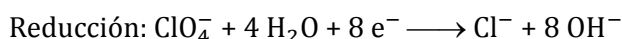
- a) Temperatura alta.
- b) Una base fuerte.
- c) Un ácido fuerte.
- d) Un agente reductor.
- e) Un agente oxidante.

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

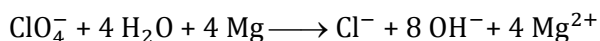
a) **Verdadero**. Si el perclorato de sodio se calienta fuertemente se reduce a cloruro de sodio con desprendimiento de oxígeno:



d) **Verdadero**. Otra posibilidad es hacer reaccionar el perclorato frente a un agente reductor como podría ser el Mg:



La ecuación global es:



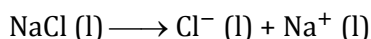
Las respuestas correctas son **a** y **d**.

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

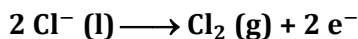
- a)  $\text{Na}^+ (\text{l}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na} (\text{l})$
- b)  $\text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Cl}^- (\text{l})$
- c)  $2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \longrightarrow \text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 4 \text{e}^-$
- d)  $2 \text{Cl}^- (\text{l}) \longrightarrow \text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{e}^-$
- e)  $\text{Na} (\text{l}) \longrightarrow \text{Na}^+ (\text{l}) + \text{e}^-$

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Asturias 2007)

El cloruro de sodio fundido se encuentra en forma iónica de acuerdo con la ecuación:



El ánodo es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de oxidación y teniendo en cuenta que la única especie que puede oxidarse es el  $\text{Cl}^- (\text{l})$ , la ecuación química correspondiente a dicho proceso es:



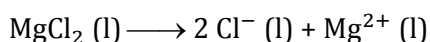
La respuesta correcta es la **d**.

10.9. Los productos de la electrólisis de  $\text{MgCl}_2$  fundido son:

- a)  $\text{H}_2 (\text{g})$  y  $\text{Cl}_2 (\text{g})$
- b)  $\text{Mg} (\text{l})$  y  $\text{OH}^- (\text{aq})$
- c)  $\text{Mg} (\text{l})$  y  $\text{Cl}_2 (\text{g})$
- d)  $\text{Mg} (\text{l})$  y  $\text{O}_2 (\text{g})$
- e)  $\text{H}_2 (\text{g})$  y  $\text{O}_2 (\text{g})$

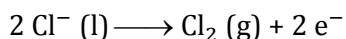
(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Madrid 2009)

El cloruro de magnesio fundido se encuentra en forma iónica de acuerdo con la ecuación:

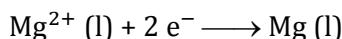




El **ánodo** es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de oxidación y teniendo en cuenta que la única especie que puede oxidarse es el  $\text{Cl}^-$  (l) a  $\text{Cl}_2$  (g), la ecuación química correspondiente a dicho proceso es:



El **cátodo** es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de reducción y teniendo en cuenta que la única especie que puede reducirse es el  $\text{Mg}^{2+}$  (l) a **Mg (l)**, la ecuación química correspondiente a dicho proceso es:



La respuesta correcta es la **c**.

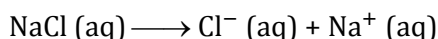
10.10. ¿Cuántos moles de  $\text{Cl}_2$  (g) se producen por electrólisis de una disolución acuosa concentrada de NaCl, si se utiliza una corriente de 2,00 A de intensidad durante 8,0 horas?

- a) 0,298
- b) 0,149
- c) 0,894
- d) 0,596
- e) 0,00496

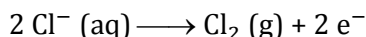
(Dato.  $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Asturias 2009)

El cloruro de sodio en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



La ecuación química correspondiente a la oxidación del  $\text{Cl}^-$  a  $\text{Cl}_2$  en el ánodo es:



La cantidad de corriente que pasa por la cuba electrolítica es:

$$2,00 \text{ A} \cdot 8,0 \text{ h} \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A}\cdot\text{s}} \frac{1 \text{ F}}{96500 \text{ C}} \frac{1 \text{ mol e}^-}{1 \text{ F}} = 0,597 \text{ mol e}^-$$

Relacionando moles de electrones y de  $\text{Cl}_2$ :

$$0,597 \text{ mol e}^- \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol e}^-} = \mathbf{0,298 \text{ mol Cl}_2}$$

La respuesta correcta es la **a**.

10.11. Si se hace pasar una carga eléctrica de 1020 C a través de una disolución de  $\text{AgNO}_3$ , calcule el número de moles de plata depositados.

- a) 0,0212
- b) 2,00
- c) 0,0106
- d) 1,00
- e) 0,0424

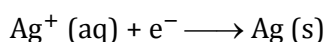
(Dato.  $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

El nitrato de plata en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



La ecuación química correspondiente a la reducción del  $\text{Ag}^+$  en el cátodo es:



Relacionando la cantidad de corriente que pasa por la cuba con Ag depositada:

$$1020 \text{ C} \frac{1 \text{ F}}{96500 \text{ C}} \frac{1 \text{ mol e}^-}{1 \text{ F}} \frac{1 \text{ mol Ag}}{1 \text{ mol e}^-} = \mathbf{0,0106 \text{ mol Ag}}$$

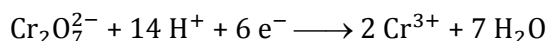
La respuesta correcta es la **c**.

10.12. Cuando el anión dicromato actúa como oxidante en medio ácido, el cromo (VI) se reduce a cromo (III). La masa equivalente del dicromato de potasio en este tipo de reacciones es:

- La mitad de la masa molecular.
- La tercera parte de la masa molecular.
- La quinta parte de la masa molecular.
- La sexta parte de la masa molecular.

(O.Q.L. Murcia 1996)

La semirreacción correspondiente a la reducción del dicromato es:

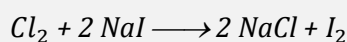


Relacionando moles de dicromato con moles de electrones (faradays) se obtiene la masa equivalente del dicromato como oxidante:

$$\frac{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{6 \text{ mol e}^-} \frac{M \text{ Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = \frac{M}{6} \text{ g}$$

La respuesta correcta es la **d**.

10.13. Dada la reacción:

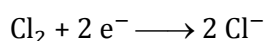


De los siguientes enunciados, señale el que considere correcto:

- La molécula de  $\text{Cl}_2$  actúa como reductor.
- Los iones  $\text{Na}^+$  actúan como oxidantes.
- El  $\text{I}_2$  es el oxidante conjugado de los iones  $\text{I}^-$ .
- Los iones  $\text{Cl}^-$  son los oxidantes conjugados del  $\text{Cl}_2$ .
- El número de oxidación del cloro aumenta en esta reacción.

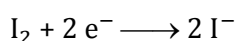
(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

a) Falso. El  $\text{Cl}_2$  actúa como oxidante ya que gana electrones y se reduce a  $\text{Cl}^-$ :



b) Falso. El  $\text{Na}^+$  no cambia de número de oxidación. Se comporta como un ion espectador que sólo aporta carga.

c) **Verdadero**. El  $\text{I}_2$  actúa como oxidante ya que gana electrones y se reduce a  $\text{I}^-$ :



d) Falso. El ion  $\text{Cl}^-$  sólo puede actuar como reductor ya que tiene su número de oxidación más bajo y únicamente puede ceder electrones y oxidarse.

e) Falso. El número de oxidación del cloro en esta reacción disminuye ya que pasa de 0 ( $\text{Cl}_2$ ) a -1 ( $\text{Cl}^-$ ).

La respuesta correcta es la **c**.

10.14. Para la siguiente reacción:

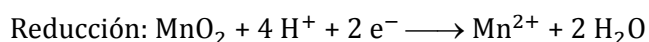


Los agentes oxidante y reductor, respectivamente, son:

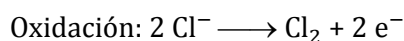
- a)  $\text{Cl}^-$  y  $\text{Cl}_2$
- b)  $\text{MnO}_2$  y  $\text{Mn}^{2+}$
- c)  $\text{Cl}^-$  y  $\text{MnO}_2$
- d)  $\text{MnO}_2$  y  $\text{Cl}^-$
- e)  $\text{Cl}^-$  y  $\text{H}^+$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

Las semirreacciones son:



**MnO<sub>2</sub>** es el **oxidante** la especie que gana electrones y se reduce.



**Cl<sup>-</sup>** es el **reductor** la especie que cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **d**.

10.15. ¿Cuál es el estado de oxidación del azufre en el ditionito de sodio ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$ )?

- a) +8
- b) -6
- c) +6
- d) +3
- e) -3

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Asturias 2008)

Sabiendo que los números de oxidación del Na y O son, respectivamente, +1 y -2, y que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0 se puede plantear la siguiente ecuación:

$$2(+1) + 2(x) + 4(-2) = 0 \quad \longrightarrow \quad x = +3$$

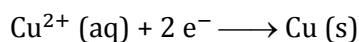
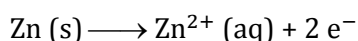
La respuesta correcta es la **d**.

10.16. 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.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Asturias 2009)

Por ejemplo, dadas las semirreacciones:



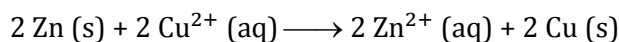
La reacción global es:



Aplicando la ecuación de *Nernst*:

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log Q \quad \longrightarrow \quad E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

Multiplicando todo por 2:



Aplicando la ecuación de *Nernst*:

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{4} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]^2}{[\text{Cu}^{2+}]^2} = E^{\circ} - \frac{0,0592}{2} 2 \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} = E^{\circ} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

Como se observa, el potencial de la pila permanece constante.

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en Castilla y León 2001 una de las opciones es: "El potencial de la pila no varía, lo que varía es la fuerza electromotriz").

10.17. ¿Cuál de los siguientes iones será reducido por el ion  $\text{Cr}^{2+}$  (aq) en condiciones estándar?

Potenciales normales de electrodo:

$E^{\circ}$ (V)	(Pb <sup>2+</sup> /Pb)	(Ca <sup>2+</sup> /Ca)	(Al <sup>3+</sup> /Al)	(Fe <sup>2+</sup> /Fe)	(Zn <sup>2+</sup> /Zn)	(Cr <sup>3+</sup> /Cr <sup>2+</sup> )
	-0,13	-2,87	-1,67	-0,44	-0,76	-0,42

a) Pb<sup>2+</sup> (aq)

b) Ca<sup>2+</sup> (aq)

c) Al<sup>3+</sup> (aq)

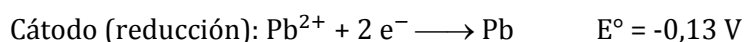
d) Fe<sup>2+</sup> (aq)

e) Zn<sup>2+</sup> (aq)

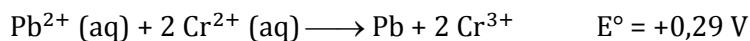
(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

Como el potencial normal de electrodo del par Cr<sup>3+</sup>/Cr<sup>2+</sup> es  $E^{\circ} = -0,42$  V, el único ion que puede ser reducido por el Cr<sup>2+</sup> es aquel que tenga un potencial de electrodo mayor, de los iones dados, **Pb<sup>2+</sup>** es el que cumple dicha condición,  $E^{\circ} = -0,13$  V.

Las semirreacciones correspondientes son:



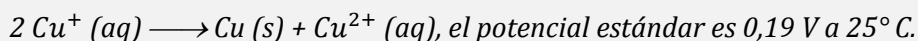
La reacción global es:



Como se observa,  $E^{\circ} > 0$ , y como  $\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ} < 0$ , se trata de un proceso espontáneo.

La respuesta correcta es la **a**.

10.18. Para la siguiente reacción:



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

- a)  $-18,33 \text{ kJ}$
- b)  $-95,00 \text{ kJ}$
- c)  $+37,23 \text{ kJ}$
- d)  $+18,33 \text{ kJ}$
- e)  $-37,23 \text{ kJ}$

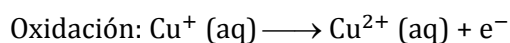
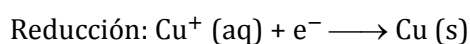
(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

La expresión que relaciona la variación de energía libre de Gibbs,  $\Delta G^\circ$ , con el potencial de la célula,  $E^\circ$ , es:

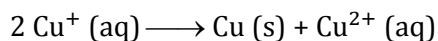
$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

siendo  $n$  el número de electrones intercambiados en la reacción.

Las semirreacciones que tienen lugar son:



La reacción global es:



Sustituyendo:

$$\Delta G^\circ = -1 (96489 \text{ C}) (0,19 \text{ V}) \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = \mathbf{-18,33 \text{ kJ}}$$

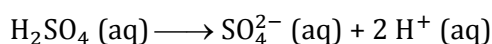
La respuesta correcta es la **a**.

10.19. Los productos de la electrólisis de una disolución acuosa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  son:

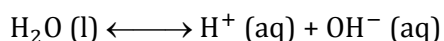
- a)  $\text{H}_2 (\text{g})$  y  $\text{OH}^- (\text{aq})$
- b)  $\text{Na} (\text{s})$  y  $\text{O}_2 (\text{g})$
- c)  $\text{O}_2 (\text{g})$  y  $\text{H}^+ (\text{aq})$
- d)  $\text{H}_2 (\text{g})$  y  $\text{O}_2 (\text{g})$
- e)  $\text{H}_2 (\text{g})$  y  $\text{H}_2\text{SO}_3 (\text{aq})$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

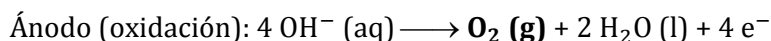
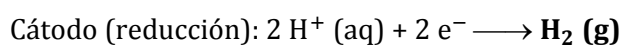
El ácido sulfúrico en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



además, la presencia del ácido sulfúrico favorece la ionización del agua presente en la disolución:



Las semirreacciones que tienen lugar son:



El ion  $\text{H}^+$  se reduce más fácilmente que el ion sulfato ya que tiene un potencial normal de electrodo menor.

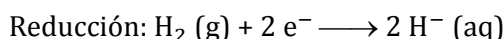
La respuesta correcta es la **d**.

10.20. El hidrógeno se comporta como un agente oxidante cuando reacciona con:

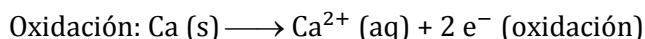
- a) Calcio para dar hidruro de calcio.
- b) Bromo para dar bromuro de hidrógeno.
- c) Nitrógeno para dar amoníaco.
- d) Azufre para dar sulfuro de hidrógeno.

(O.Q.L. Murcia 1997)

La semirreacción en la que el hidrógeno se comporta como oxidante es:



Para ello es necesario que el  $\text{H}^+$  (aq) reaccione frente a un reductor muy enérgico como puede ser el Ca, metal alcalinotérreo:



En los compuestos formados en HBr,  $\text{NH}_3$  y  $\text{H}_2\text{S}$ , el hidrógeno tiene número de oxidación +1. En los tres casos el hidrógeno ha aumentado su número de oxidación, es decir se ha oxidado, por tanto, actúa como reductor.

La respuesta correcta es la **a**.

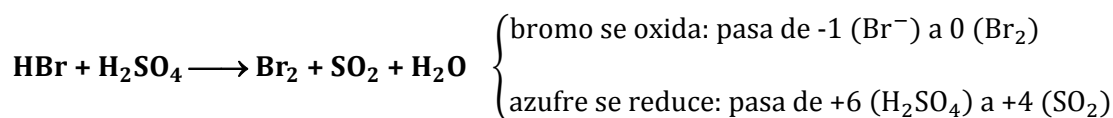
10.21. Puede clasificarse como reacción redox:

- a)  $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b)  $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}$
- c)  $\text{CaO} (\text{exceso}) + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{CaSO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2$
- d)  $\text{CaO} + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3$
- e)  $\text{H}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 \longrightarrow \text{CuS} + 2 \text{HCl}$

(O.Q.N. Burgos 1998)

Una reacción puede clasificarse como redox si las especies que intervienen en ella varían su número de oxidación y, por tanto, intercambian electrones.

En la reacción:



En el resto de las reacciones, ninguna de las especies cambia de número de oxidación.

La respuesta correcta es la **a**.

10.22. Para la reacción:

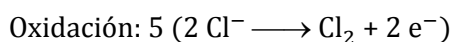
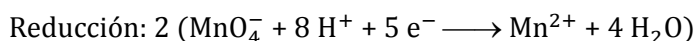


Si en la reacción ajustada, el coeficiente estequiométrico del ion  $\text{MnO}_4^-$  es 2, los coeficientes de  $\text{H}^+$ ,  $\text{Cl}^-$  y  $\text{Cl}_2$ , respectivamente son:

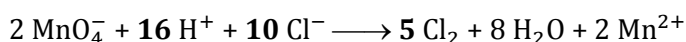
- a) 8, 10, 5
- b) 16, 10, 5
- c) 10, 10, 5
- d) 4, 8, 4
- e) 8, 5, 5

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2009)

Las semirreacciones ajustadas son:

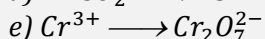
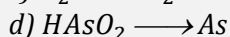
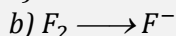
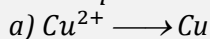


La ecuación global es:



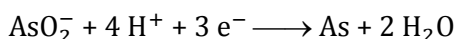
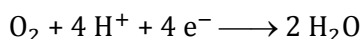
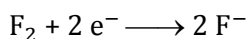
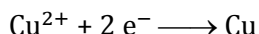
La respuesta correcta es la **b**.

10.23. ¿Cuál de las siguientes semirreacciones puede tener lugar en el ánodo de una célula electroquímica?

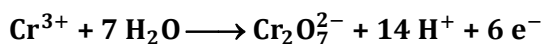


(O.Q.N. Burgos 1998)

En los casos a), b), c) y d) se trata de semirreacciones de reducción en las que las especies ganan electrones y que tienen lugar en el cátodo:

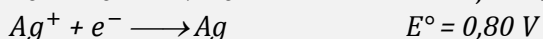
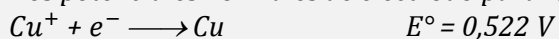


La única semirreacción de oxidación en la que la especie cede electrones y que se produce en el ánodo es:

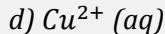
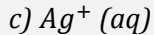
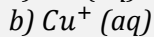
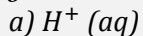


La respuesta correcta es la **e**.

10.24. Los potenciales normales de electrodo para los siguientes pares redox son:



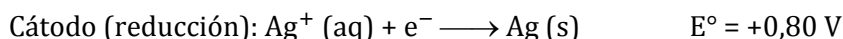
¿Cuál de las siguientes especies será reducida por  $\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$  en condiciones estándar?

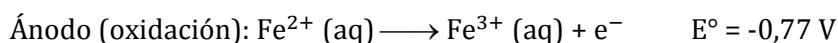


(O.Q.N. Burgos 1998)

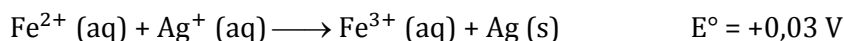
Como el potencial normal de electrodo del par  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  es  $E^\circ = 0,770 \text{ V}$ , el único ion que puede ser reducido por el  $\text{Fe}^{2+}$  es aquel que tenga un potencial de electrodo mayor, de los iones dados, **Ag<sup>+</sup>** es el que cumple dicha condición,  $E^\circ = +0,80 \text{ V}$ .

Las semirreacciones correspondientes son:





La reacción global es:

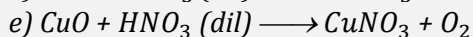
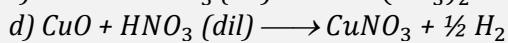
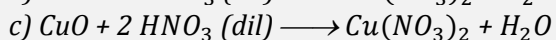
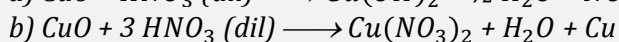
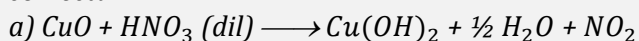


Como se observa,  $E^{\circ} > 0$ , y como  $\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ} < 0$ , se trata de un proceso espontáneo.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997).

10.25. De las siguientes reacciones químicas que se formulan a continuación, indique la correcta:



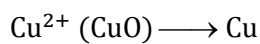
(O.Q.N. Burgos 1998)

a) No correcta. Hay una reducción:



y ninguna oxidación.

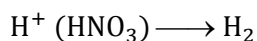
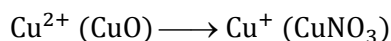
b) No correcta. Hay una reducción:



y ninguna oxidación.

c) **Correcta**. La ecuación está ajustada aunque no es un proceso de oxidación-reducción.

d) No correcta. Hay dos reducciones:



y ninguna oxidación.

e) No correcta. El  $\text{Cu}^{2+} (\text{CuO})$  no es capaz de oxidar al  $\text{O}^{2-} (\text{CuO})$  o  $\text{O}_2$ , por tanto, la reacción propuesta no es espontánea.

La respuesta correcta es la **c**.

10.26. Se hace pasar durante 20 minutos una corriente continua de 15 A de intensidad por tres celdas de electrólisis que contienen cada una, una disolución acuosa de HCl,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  y  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , respectivamente.

a) Se obtendrá mayor volumen de hidrógeno en la celda que contiene  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

b) Se obtendrá mayor volumen de hidrógeno en la celda que contiene HCl.

c) Se obtendrá el mismo volumen de hidrógeno en las tres celdas.

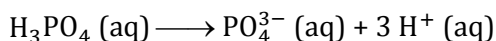
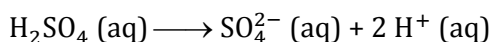
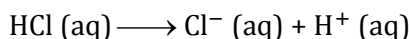
d) En una de las celdas se desprenderá cloro en el cátodo.

e) En una de las celdas se obtiene  $\text{SO}_2$  en el cátodo.

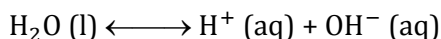
(O.Q.N. Burgos 1998)

Los ácidos clorhídrico, sulfúrico y fosfórico en disolución acuosa se encuentran disociados de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

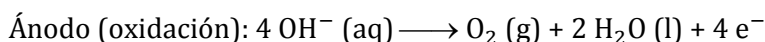
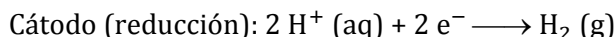




además, la presencia de ácido favorece la ionización del agua:



En las tres celdas se produce las mismas semirreacciones independientemente de la cantidad de hidrógeno que lleva cada ácido:



El ion  $\text{H}^+$  se reduce más fácilmente que el resto de los iones ya que tiene un potencial normal de electrodo menor.

La respuesta correcta es la **c**.

*10.27. Durante la electrólisis de una disolución acuosa de  $\text{CuCl}_2$  con electrodos de cobre:*

*a) Se obtiene cobre metálico en el ánodo.*

*b) Al circular durante 96489 s una corriente de un amperio, se deposita 1 mol de Cu.*

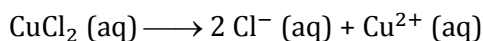
*c) Se oxidan las impurezas de metales más nobles que el cobre que acompañan al ánodo.*

*d) Se deposita cobre metálico en el cátodo.*

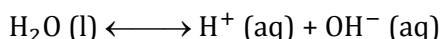
*e) Los metales activos se depositan en el ánodo.*

*(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2009)*

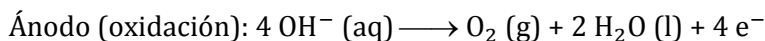
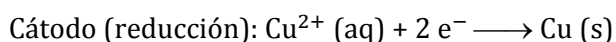
El cloruro de cobre (II),  $\text{CuCl}_2$ , en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



También se tiene la ionización del agua:



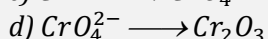
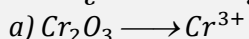
Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



**En el cátodo, el ion  $\text{Cu}^{2+}$  se reduce** más fácilmente que el resto de los iones ya que tiene un potencial normal de electrodo mayor **y se deposita como Cu metal**.

La respuesta correcta es la **d**.

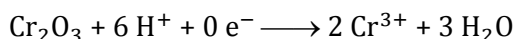
*10.28. ¿Cuál de las siguientes transformaciones es una oxidación?*



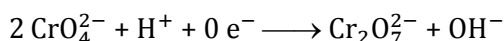
*(O.Q.L. Murcia 1998)*

Una oxidación es un proceso en el que una sustancia cede electrones.

a) Falso. La siguiente reacción no es de oxidación-reducción ya que no se intercambian electrones.



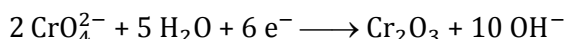
b) Falso. La siguiente reacción no es de oxidación-reducción ya que no se intercambian electrones.



c) **Verdadero**. La siguiente reacción es de **oxidación** ya que se ceden electrones.

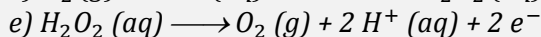
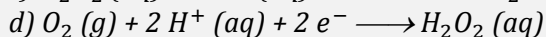
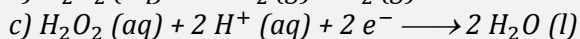
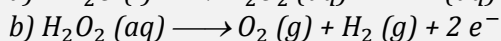
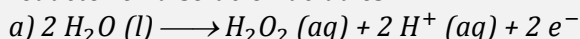


d) Falso. La siguiente reacción es de reducción ya que se ganan electrones.



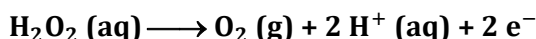
La respuesta correcta es la **c**.

10.29. La semirreacción ajustada que representa  $\text{H}_2\text{O}_2$  (aq) actuando como un agente reductor en disolución ácida es:



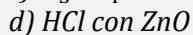
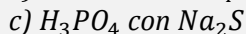
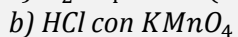
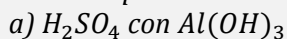
(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

Si el  $\text{H}_2\text{O}_2$  actúa como agente reductor, en medio ácido, cede electrones y se oxida a  $\text{O}_2$ . La semirreacción ajustada correspondiente es:



La respuesta correcta es la **e**.

10.30. Se produce una reacción redox entre los siguientes reactivos

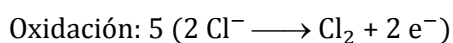
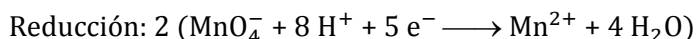


(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Madrid 2011)

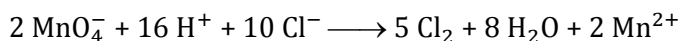
a) Falso. Se trata de una reacción ácido-base:



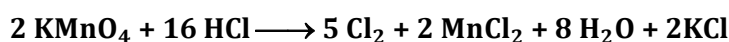
b) **Verdadero**. En la reacción redox entre  $\text{HCl}$  (agente reductor) frente a  $\text{KMnO}_4$  (agente oxidante) las semirreacciones ajustadas son:



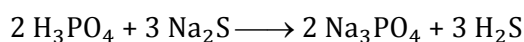
La ecuación global es:



Añadiendo los iones que faltan (2 K<sup>+</sup> y 6 Cl<sup>-</sup>) la ecuación molecular es:



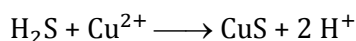
c) Falso. Se trata de una reacción ácido-base:



d) Falso. Se trata de una reacción ácido-base:



e) Falso. Se trata de una reacción de precipitación:



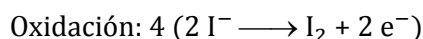
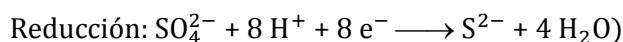
La respuesta correcta es la **b**.

10.31. Cuando se añade H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> a una disolución de KI, se forma I<sub>2</sub> y se detecta olor a H<sub>2</sub>S. Cuando se ajusta la ecuación para esta reacción, el número de electrones transferidos es:

- a) 4
- b) 1
- c) 0
- d) 8
- e) 2

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2004)

Las semirreacciones ajustadas son:



La ecuación global en la que **se han intercambiado 8 electrones** es:



La respuesta correcta es la **d**.

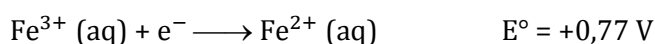
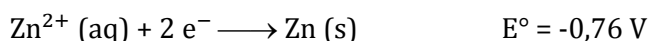
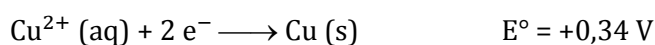
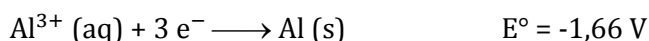
10.32. El agente reductor más fuerte es:

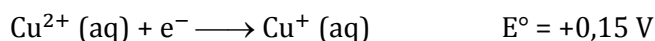
- a) Al (s)
- b) Cu (s)
- c) Zn (s)
- d) Fe<sup>2+</sup> (aq)
- e) Cu<sup>+</sup> (aq)

Potenciales normales de electrodo, E°: (Al<sup>3+</sup>/Al) = -1,66 V; (Cu<sup>2+</sup>/Cu) = 0,34 V; (Zn<sup>2+</sup>/Zn) = -0,76 V; (Fe<sup>3+</sup>/Fe<sup>2+</sup>) = 0,77 V; (Cu<sup>2+</sup>/Cu<sup>+</sup>) = 0,15 V.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Asturias 2009)

Las semirreacciones de reducción son:





El agente reductor más fuerte es el que tiene menor potencial de reducción: **Al**.

La respuesta correcta es la **a**.

(En Asturias 2009 se incluye la especie  $\text{Al}^{3+}$ ).

10.33. En una célula electroquímica, el tipo de iones atraído hacia el ánodo y el cátodo, respectivamente y el signo del ánodo y el cátodo, respectivamente, son:

- Cationes, aniones; +, -
- Cationes, aniones; -, +
- Aniones, cationes; -, +
- Aniones, cationes; +, -
- Coinciden con los de una célula electrolítica.

(O.Q.N. Almería 1999)

En una célula electroquímica las reacciones que tienen lugar en los electrodos son:

- Ánodo (-) se dirigen a él los aniones y sufren oxidación.
- Cátodo (+) se dirigen a él los cationes y sufren reducción.

La respuesta correcta es la **c**.

10.34. Para la siguiente célula electroquímica:

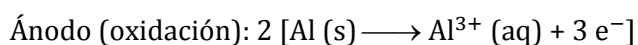
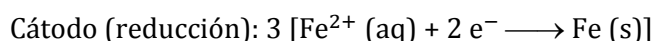


Si los potenciales normales de electrodo del  $\text{Al}^{3+}$  y del  $\text{Fe}^{2+}$  son respectivamente,  $-1,676 \text{ V}$  y  $-0,440 \text{ V}$ , el potencial de la célula es:

- $0,500 \text{ V}$
- $1,243 \text{ V}$
- $1,236 \text{ V}$
- $-2,116 \text{ V}$
- $-1,236 \text{ V}$

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Madrid 2011)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



La reacción global es:



El potencial normal de la célula se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}$$

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^{\circ} - E_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}}^{\circ} = (-0,440) - (-1,676) = 1,236 \text{ V}$$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones  $1 \text{ M}$ , para calcular el potencial de la célula es preciso aplicar la ecuación de *Nernst*:

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

Aplicado a esta reacción:

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{Al}^{3+}]^2}{[\text{Fe}^{2+}]^3}$$

Sustituyendo:

$$E = 1,236 - \frac{0,0592}{6} \log \frac{(0,18)^2}{(0,85)^3} = \mathbf{1,248 \text{ V}}$$

▪ Otra forma de calcularlo sería:

$$E_{\text{célula}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} - E_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}}$$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la célula es preciso aplicar la ecuación de *Nernst*:

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{reducida}]}{[\text{oxidada}]}$$

Sustituyendo:

$$E_{\text{cátodo}} = E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^{\circ} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{1}{[\text{Fe}^{2+}]} = (-0,440) - \frac{0,0592}{2} \log \frac{1}{0,85} = -0,442 \text{ V}$$

$$E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}}^{\circ} - \frac{0,0592}{3} \log \frac{1}{[\text{Al}^{3+}]} = (-1,676) - \frac{0,0592}{3} \log \frac{1}{0,15} = -1,690 \text{ V}$$

El potencial de la célula es:

$$E_{\text{célula}} = (-0,442 \text{ V}) - (-1,775 \text{ V}) = \mathbf{1,248 \text{ V}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

10.35. ¿Cuántos moles de  $\text{O}_2$  (g) se producen en la electrólisis de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  (aq), si se hace pasar una corriente de 0,120 A a través de la disolución durante 65,0 min exactamente?

a) 0,0000808

b) 0,00485

c) 0,00242

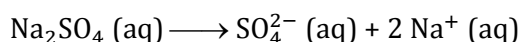
d) 0,00121

e) 0,0000202

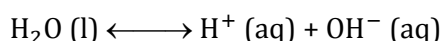
(Dato.  $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2004)

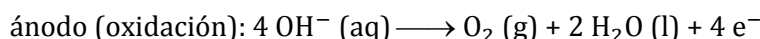
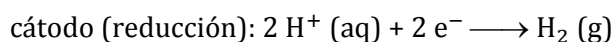
El sulfato de sodio en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



También se tiene la ionización del agua:



Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



El ion  $\text{OH}^-$  se oxida a  $\text{O}_2$  ya que es la única especie de todas las presentes que se puede oxidar.

Relacionando la cantidad de corriente que pasa por la cuba con moles de  $O_2$  desprendido:

$$0,12 \text{ A} \cdot 65,0 \text{ min} \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A}\cdot\text{s}} \frac{1 \text{ mol e}^-}{96500 \text{ C}} \frac{1 \text{ mol } O_2}{4 \text{ mol e}^-} = \mathbf{0,00121 \text{ mol } O_2}$$

La respuesta correcta es la **d**.

10.36. Se producirá mayor corrosión en el caso de:

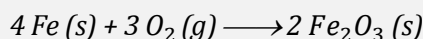
- Hierro en ambiente seco.
- Hierro revestido con cinc.
- Hierro revestido de níquel.
- Hierro sumergido en una disolución de NaCl.
- Hierro sumergido en agua.

(O.Q.N. Almería 1999)

La presencia de iones en el agua favorece la conducción de electrones y con ello la corrosión del hierro.

La respuesta correcta es la **d**.

10.37. La siguiente ecuación química describe un proceso de oxidación del hierro:

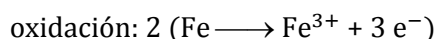
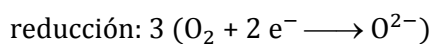


¿Cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta?

- El hierro metálico es un agente reductor.
- El  $Fe^{3+}$  es un agente oxidante.
- El hierro metálico se reduce a  $Fe^{3+}$ .
- El  $O^{2-}$  es un agente reductor.

(O.Q.L. Murcia 1999)

Las semirreacciones correspondientes al proceso de oxidación del hierro son:



- Verdadero. Fe (s) cede electrones y se oxida, es un agente reductor.
- Verdadero.  $Fe^{3+}$  capta electrones y se reduce, es un agente oxidante.
- Falso**. Fe (s) cede electrones y se oxida a  $Fe^{3+}$ .
- Verdadero.  $O^{2-}$  cede electrones y se oxida a  $O_2$ , es un agente reductor.

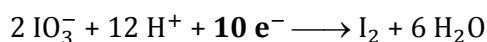
La respuesta incorrecta es la **c**.

10.38. Respecto a los procesos de oxidación-reducción, ¿qué afirmación es correcta?

- La reducción del ion yodato hasta yodo molecular, en medio ácido, implica la transferencia de 10 electrones.
- En la reacción  $2 \text{ Cu (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \longrightarrow 2 \text{ CuO (s)}$  el cobre se reduce.
- Un elemento se reduce cuando al cambiar su número de oxidación lo hace de menos a más positivo.
- Un elemento se oxida cuando al cambiar su número de oxidación lo hace de menos a más negativo.
- El ion dicromato se considera un agente reductor en medio ácido.

(O.Q.N. Murcia 2000)

a) **Verdadero**. La semirreacción de reducción es:



b) Falso. La semirreacción correspondiente al cobre es:

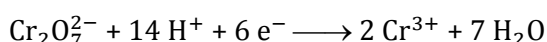


El cobre cede electrones por lo tanto se oxida.

c) Falso. La reducción es un proceso en el que una sustancia gana electrones por lo que su número de oxidación disminuye.

d) Falso. La oxidación es un proceso en el que una sustancia cede electrones por lo que su número de oxidación aumenta.

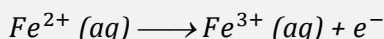
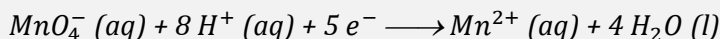
e) Falso. El dicromato en medio ácido se transforma en  $\text{Cr}^{3+}$  y la semirreacción correspondiente es:



El dicromato gana electrones por lo tanto es el agente oxidante, la especie que se reduce.

La respuesta correcta es la **a**.

10.39. Sabiendo que:



¿Cuál será el mínimo volumen, en  $\text{cm}^3$ , que se necesitará, de una disolución acidificada de tetraoxomanganato (VII) de potasio 0,002 M, para oxidar completamente 0,139 g de un compuesto de hierro (II) cuya masa molecular relativa es 278?

- a) 5
- b) 25
- c) 50
- d) 100
- e) 500

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Asturias 2009)

Igualando el número de electrones intercambiados se obtiene la ecuación química global:



El número de moles de  $\text{Fe}^{2+}$  es:

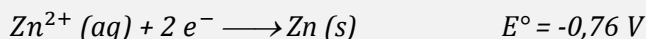
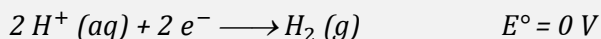
$$0,139 \text{ g compuesto} \frac{1 \text{ mol compuesto}}{278 \text{ g compuesto}} \frac{1 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol compuesto}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol Fe}^{2+}$$

Relacionando moles de  $\text{Fe}^{2+}$  con disolución de  $\text{MnO}_4^{-}$ :

$$5 \cdot 10^{-4} \text{ mol Fe}^{2+} \frac{1 \text{ mol MnO}_4^{-}}{5 \text{ mol Fe}^{2+}} \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ MnO}_4^{-} 0,002 \text{ M}}{0,002 \text{ mol MnO}_4^{-}} = 50 \text{ cm}^3 \text{ MnO}_4^{-} 0,002 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

10.40. Dados los semisistemas:



¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- $\text{H}^+ (\text{aq})$  [1 M] reduce al  $\text{Zn}^{2+} (\text{aq})$  [1 M].
- $\text{Zn}^{2+} (\text{aq})$  [1 M] reduce al  $\text{H}^+ (\text{aq})$  [1 M].
- $\text{H}^+ (\text{aq})$  [1 M] oxida al  $\text{Zn} (\text{s})$ .
- $\text{H}_2 (\text{g})$  oxida al  $\text{Zn} (\text{s})$ .
- No hay reacción entre  $\text{H}^+ (\text{aq})$  y  $\text{Zn} (\text{s})$ .

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. Asturias 2009)

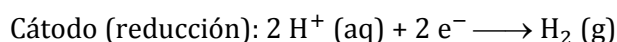
Para que ambos semisistemas den una reacción espontánea es preciso que el potencial normal de la célula sea,  $E^\circ > 0$ .

Como  $\Delta G^\circ = -nFE^\circ < 0$ , si  $E^\circ > 0$ , entonces se trata de un proceso espontáneo.

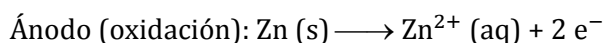
$$E_{\text{célula}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ$$

$$E_{\text{célula}}^\circ = E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^\circ - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^\circ = (0 \text{ V}) - (-0,76 \text{ V}) = 0,76 \text{ V}$$

Las semirreacciones que tienen lugar son:

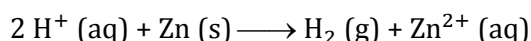


**$\text{H}^+ (\text{aq})$  es el oxidante** (semisistema con mayor potencial), la especie que se reduce.



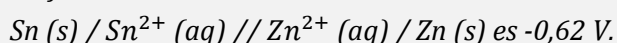
$\text{Zn} (\text{s})$  es el reductor (semisistema con menor potencial), la especie que se oxida.

La reacción global es:



La respuesta correcta es la **c**.

10.41. La fem estándar de la célula:

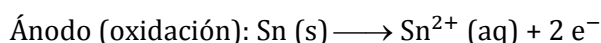
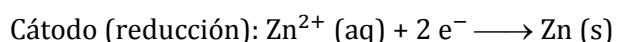


Si la concentración de ambos iones cambiara a 0,1 M, ¿qué valor tomaría la fem de la pila?

- Permanecería inalterado.
- Se haría mucho menor.
- Se haría un poco menor.
- Es imposible calcularlo con los datos que se tienen.
- Tomaría un valor positivo.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



La reacción global es:



El potencial normal de la célula se calcula mediante la expresión::



$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}$$

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} - E_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^{\circ} = -0,62 \text{ V}$$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la célula es preciso aplicar la ecuación de *Nernst*:

$$E = E_{\text{célula}}^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

Sustituyendo:

$$E_{\text{célula}} = (-0,62) - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]} = (-0,62) - \frac{0,0592}{2} \log \frac{0,1}{0,1} = -0,62 \text{ V}$$

Como se observa, cuando las concentraciones de las especies iónicas son iguales **el potencial de la célula permanece inalterado**.

La respuesta correcta es la **a**.

10.42. ¿En cuál de las siguientes especies químicas presenta el nitrógeno estado de oxidación +1?

a)  $\text{NO}_3^-$   
 b)  $\text{NO}$   
 c)  $\text{Ag}_2(\text{N}_2\text{O}_2)$   
 d)  $\text{NH}_3$

(O.Q.L. Murcia 2000)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es -2, del hidrógeno +1 y de la plata +1, el número de oxidación del nitrógeno en las mismas es:

a) En el  $\text{NO}_3^-$ :  $x + 3(-2) = -1 \quad \longrightarrow \quad x = +5$

b) En el  $\text{NO}$ :  $x + (-2) = 0 \quad \longrightarrow \quad x = +2$

c) En el  $\text{Ag}_2(\text{N}_2\text{O}_2)$ :  $2(+1) + 2(x) + 2(-2) = 0 \quad \longrightarrow \quad x = +1$

d) En el  $\text{NH}_3$ :  $x + 3(+1) = 0 \quad \longrightarrow \quad x = -3$

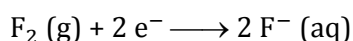
La respuesta correcta es la **c**.

10.43. ¿Cuál de las siguientes especies reacciona únicamente como agente oxidante?

- a)  $\text{F}_2$   
 b)  $\text{Na}$   
 c)  $\text{H}_2$   
 d)  $\text{F}^-$   
 e)  $\text{Cl}_2$

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007)

**$\text{F}_2$  es el oxidante más fuerte** que existe por lo tanto solo puede reducirse a  $\text{F}^-$ :



La respuesta correcta es la **a**.

10.44. Para la siguiente célula galvánica:



si la fuerza electromotriz,  $E = +0,417 \text{ V}$ , la constante del producto de solubilidad del AgI es:

- a)  $K_{ps} = 2 \cdot 10^{17}$   
 b)  $K_{ps} = 8,3 \cdot 10^{-7}$   
 c)  $K_{ps} = 8,3 \cdot 10^{-11}$   
 d)  $K_{ps} = 8,3 \cdot 10^{-17}$   
 e)  $K_{ps} = 8,3 \cdot 10^{-170}$

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.N.Q. Córdoba 2007)

El equilibrio de solubilidad de AgI es:



El producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , del AgI es:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{I}^-]$$

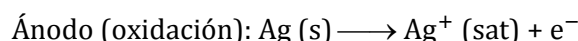
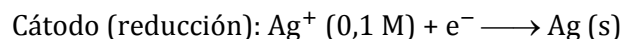
Los valores  $[\text{Ag}^+]$  y  $[\text{I}^-]$  son los correspondientes a los de la disolución saturada de AgI (sat):

$$K_{ps} = [\text{Ag}_{(\text{sat})}^+] [\text{I}_{(\text{sat})}^-]$$

que pueden calcularse a partir de la fuerza electromotriz,  $E$ , de la célula propuesta.

$$E_{\text{célula}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} - E_{\text{Ag}_{(\text{sat})}^+/\text{Ag}}$$

Las semirreacciones que tienen lugar son:



Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la célula es preciso aplicar la ecuación de *Nernst*:

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{reducida}]}{[\text{oxidada}]}$$

Sustituyendo:

$$E_{\text{cátodo}} = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} - \frac{0,0592}{1} \log \frac{[\text{Ag}]}{[\text{Ag}^+]}$$

$$E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Ag}_{(\text{sat})}^+/\text{Ag}}^{\circ} - \frac{0,0592}{1} \log \frac{[\text{Ag}]}{[\text{Ag}_{(\text{sat})}^+]}$$

El potencial de la célula es:

$$E_{\text{célula}} = \left( E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} - \frac{0,0592}{1} \log \frac{[\text{Ag}]}{[\text{Ag}^+]} \right) - \left( E_{\text{Ag}_{(\text{sat})}^+/\text{Ag}}^{\circ} - \frac{0,0592}{1} \log \frac{[\text{Ag}]}{[\text{Ag}_{(\text{sat})}^+]} \right)$$

$$E_{\text{célula}} = \left( E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} - E_{\text{Ag}_{(\text{sat})}^+/\text{Ag}}^{\circ} \right) - \frac{0,0592}{1} \log \frac{[\text{Ag}_{(\text{sat})}^+]}{[\text{Ag}^+]}$$

Por tratarse de una célula con electrodos idénticos,  $E_{\text{célula}}^{\circ} = 0$ , y la expresión se simplifica a:

$$E_{\text{célula}} = -\frac{0,0592}{1} \log \frac{[\text{Ag}_{(\text{sat})}^+]}{[\text{Ag}^+]}$$

Sustituyendo:

$$0,417 = 0,0592 \cdot \log \frac{0,1}{[\text{Ag}_{(\text{sat})}^+]} \longrightarrow [\text{Ag}_{(\text{sat})}^+] = 9,04 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de  $K_{\text{ps}}$ :

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ag}_{(\text{sat})}^+] [\text{I}_{(\text{sat})}^-] = (9,04 \cdot 10^{-9})^2 = \mathbf{8,2 \cdot 10^{-17}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

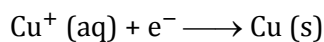
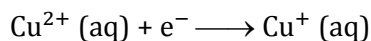
(La diferencia entre las soluciones propuestas en Barcelona 2001 y Córdoba 2007 está en que las de Córdoba 2007 son las que parecen más coherentes).

*10.45. En una tabla de potenciales normales de electrodo a 25°C, se han encontrado los valores para los pares  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$  y  $\text{Cu}^+/\text{Cu}$ , que son +0,16 V y +0,52 V, respectivamente. El potencial correspondiente al par  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  es:*

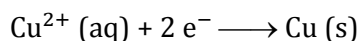
- a) +0,36 V
- b) -0,68 V
- c) +0,68 V
- d) +0,34 V
- e) -0,34 V

(O.Q.N. Barcelona 2001)

A partir de los datos se pueden escribir las siguientes semirreacciones:



La reacción global es:



La variación de energía libre total es:

$$\Delta G_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} = [\Delta G_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+}^{\circ}] + [\Delta G_{\text{Cu}^+/\text{Cu}}^{\circ}]$$

Teniendo en cuenta que:

$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$$

Sustituyendo se obtiene:

$$-nFE_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} = [-nFE_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+}^{\circ}] + [-nFE_{\text{Cu}^+/\text{Cu}}^{\circ}]$$

Simplificando queda:

$$-2 E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} = (-0,16 \text{ V}) + (-0,52 \text{ V}) \longrightarrow E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} = \mathbf{0,34 \text{ V}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

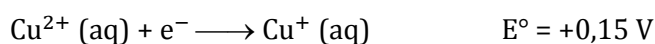
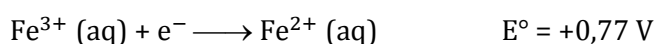
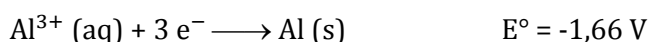
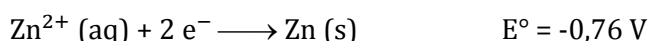
10.46. Dados los siguientes potenciales normales de electrodo en voltios, el agente reductor más fuerte es:

- a) Zn
- b) Al
- c)  $Al^{3+}$
- d)  $Fe^{2+}$
- e)  $Cu^{+}$

(Datos. Potenciales normales de electrodo,  $E^{\circ}$ :  $(Al^{3+}/Al) = -1,66$  V;  $(Cu^{2+}/Cu) = 0,34$  V;  $(Zn^{2+}/Zn) = -0,76$  V;  $(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,77$  V;  $(Cu^{2+}/Cu^{+}) = 0,15$  V)

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2004)

Las semirreacciones de reducción son:



El agente reductor más fuerte de todos los propuestos es el que tiene menor potencial de reducción: **Al**.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión es similar a la propuesta en Almería 1999).

10.47. ¿Cuánto tiempo tardarán en depositarse 0,00470 moles de oro por electrólisis de una disolución acuosa de  $K[AuCl_4]$  utilizando una corriente de 0,214 amperios?

- a) 35,3 min
- b) 70,7 min
- c) 106 min
- d) 23,0 min
- e) 212 min

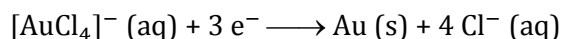
(Dato.  $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2007)

El tetracloroaurato (III) de potasio en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



La semirreacción de reducción que tiene lugar en el cátodo es:



Relacionando moles de Au y de electrones:

$$0,00470 \text{ mol Au} \frac{3 \text{ mol } e^{-}}{1 \text{ mol Au}} \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ mol } e^{-}} = 1361 \text{ C}$$

El tiempo necesario para que pase esa cantidad de corriente por la cuba electrolítica es:

$$t = \frac{1361 \text{ C}}{0,214 \text{ A}} \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = \mathbf{106 \text{ min}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

10.48. En la obtención de metales mediante procesos electrolíticos, ¿cuál de los siguientes metales supone mayor consumo de electricidad por tonelada de metal a partir de sus sales?

- a) Na
- b) Mg
- c) Cu
- d) Ba
- e) Al

(O.Q.N. Barcelona 2001)

La ecuación general que permite calcular la cantidad de corriente necesaria para depositar 1 t de cualquier metal es:

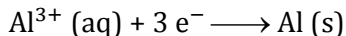
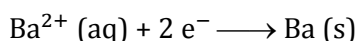
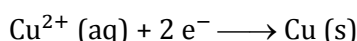
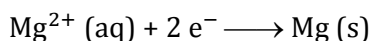
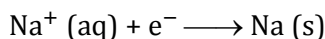
$$1 \text{ t metal} \frac{10^6 \text{ g metal}}{1 \text{ t metal}} \frac{1 \text{ mol metal}}{M \text{ g metal}} \frac{n \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol metal}} \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = \frac{9,65 \cdot 10^{10} n}{M} \text{ C}$$

siendo:

M = masa molar del metal

n = número de electrones necesarios para la reducción del metal

Las semirreacciones correspondientes a las reducciones de los metales dados son:



Como se observa, para depositar un mol de **Al** se necesitan 3 moles de electrones, si además se tiene en cuenta que la masa molar del Al es muy baja, este elemento es el que precisa mayor cantidad de electricidad para depositar 1 t del mismo.

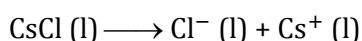
La respuesta correcta es la **e**.

10.49. El cesio metálico puede obtenerse:

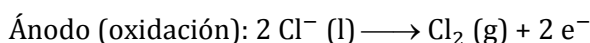
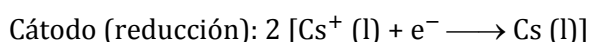
- a) Por electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de cesio.
- b) Por electrólisis de una disolución acuosa de hidróxido de cesio.
- c) Por electrólisis de cloruro de cesio fundido.
- d) Por reducción de carbonato de cesio con ácido sulfúrico.
- e) Por reducción de una disolución acuosa de cloruro de cesio mediante litio metálico.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

El cloruro de cesio fundido, CsCl (l), se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:

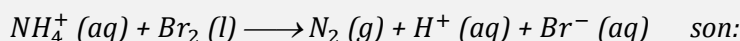


Si se realiza una **electrólisis**, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



La respuesta correcta es la **c**.

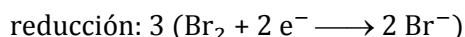
10.50. Los coeficientes estequiométricos correctos, indicados en el mismo orden, necesarios para ajustar la ecuación iónica siguiente:



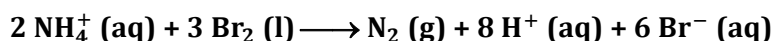
- a) 1, 1, 1/2, 4, 2
- b) 2, 3, 1, 8, 6
- c) 1, 2, 1/2, 4, 2
- d) 2, 1, 1, 8, 2
- e) 1, 2, 1, 4, 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Las semirreacciones son:



La ecuación iónica final es:



La respuesta correcta es la **b**.

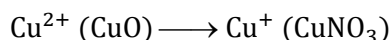
10.51. De las siguientes reacciones químicas que se formulan a continuación, indique la correcta:

- a)  $\text{CuO} + 2 \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b)  $\text{CuO} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{CuNO}_3 + \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}$
- c)  $\text{CuO} + 3 \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$
- d)  $\text{CuO} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$
- e)  $\text{CuO} + 2 \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NO}_2$

(O.Q.N. Oviedo 2002)

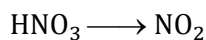
a) Es **correcta**. La ecuación está ajustada aunque no es un proceso de oxidación-reducción.

b) No correcta. Hay una reducción:



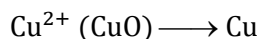
y ninguna oxidación.

c-d) No correcta. Hay una reducción:



y ninguna oxidación.

e) No correcta. Hay dos reducciones:



y ninguna oxidación.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998).

10.52. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre la reacción de oxidación-reducción que tiene lugar en una célula galvánica en condiciones estándar, es cierta?

- a)  $\Delta G^\circ$  y  $E^\circ$  son positivos y  $K_{eq}$  es mayor que 1.
- b)  $\Delta G^\circ$  es negativo,  $E^\circ$  positivo y  $K_{eq}$  es mayor que 1.
- c)  $\Delta G^\circ$  es positivo,  $E^\circ$  negativo y  $K_{eq}$  es menor que 1.
- d)  $\Delta G^\circ$  y  $E^\circ$  son negativos y  $K_{eq}$  es mayor que 1.
- e)  $\Delta G^\circ$  y  $E^\circ$  son negativos y  $K_{eq}$  es menor que 1.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Asturias 2004)

Una célula galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción de oxidación-reducción espontánea.

Si la reacción es espontánea se cumple la condición de la variación de energía libre de Gibbs es negativa,  $\Delta G^\circ < 0$ .

La relación existente entre la energía libre de Gibbs y la fuerza electromotriz de la célula y la constante de equilibrio del proceso viene dada por las siguientes ecuaciones:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_{eq}$$

Si  $\Delta G^\circ < 0$ , entonces se cumplen las condiciones:

$$E^\circ > 0$$

$$K_{eq} = \exp(-\Delta G^\circ/RT) > 1$$

La respuesta correcta es la **b**.

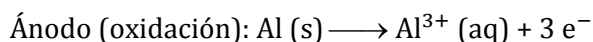
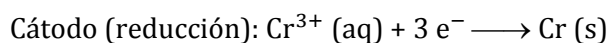
10.53. Los potenciales normales de electrodo para el  $Al^{3+}/Al$  y  $Cr^{3+}/Cr$  son  $-1,66 V$  y  $-0,74 V$ , respectivamente. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta para la siguiente reacción en condiciones estándar?



- a)  $E^\circ = 2,40 V$  y la reacción es espontánea.
- b)  $E^\circ = 0,92 V$  y la reacción es espontánea.
- c)  $E^\circ = -0,92 V$  y la reacción es no espontánea.
- d)  $E^\circ = -0,92 V$  y la reacción es espontánea.
- e)  $E^\circ = -2,40 V$  y la reacción es no espontánea.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



El potencial de la célula se calcula mediante la expresión:

$$E_{célula}^\circ = E_{cátodo}^\circ - E_{ánodo}^\circ$$

$$E_{célula}^\circ = E_{Cr^{3+}/Cr}^\circ - E_{Al^{3+}/Al}^\circ = (-0,74 V) - (-1,66 V) = \mathbf{0,92 V}$$

La relación existente entre la energía libre de Gibbs y la fuerza electromotriz de la célula viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

Si  $E^\circ > 0$ , entonces se tiene que  $\Delta G^\circ < 0$ , y la reacción es **espontánea**.

La respuesta correcta es la **b**.

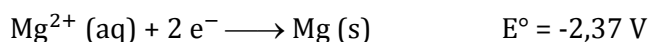
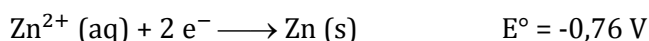
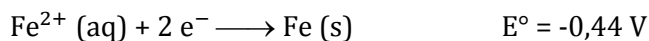
10.54. En el proceso de galvanizado, el hierro se recubre con cinc. Esta protección química es más semejante a la proporcionada por:

- Un objeto de hierro recubierto con plata.
- Un bote de hierro recubierto con estaño.
- Una tubería de cobre cubierta con pintura de tipo polimérico.
- Conexión de tuberías de cobre utilizando soldadura de plomo.
- Una barra de magnesio conectada a una tubería de hierro.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Si se conecta la tubería de hierro a una barra de magnesio se protege al hierro de la corrosión ya que el **magnesio**, al igual que el cinc, es un **metal muy reductor** (tiene un **potencial normal de electrodo muy bajo**) que se oxida más fácilmente que el hierro.

Consultando la bibliografía, los potenciales de reducción correspondientes son:



La respuesta correcta es la **e**.

10.55. ¿En cuál de las siguientes sustancias presenta el hidrógeno estado de oxidación -1?

- $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2$
- $\text{NaH}$
- $\text{NaOH}$

(O.Q.L. Murcia 2002)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es -2, y del sodio +1, el número de oxidación del hidrógeno en las mismas es:

a) En el  $\text{H}_2\text{O}$ :  $2x + (-2) = 0 \longrightarrow x = +1$

b) En el  $\text{H}_2$ : los elementos en forma molecular tienen número de oxidación 0

c) En el **NaH**:  $+1 + x = 0 \longrightarrow x = -1$

d) En el  $\text{NaOH}$ :  $+1 + (-2) + x = 0 \longrightarrow x = +1$

La respuesta correcta es la **c**.

10.56. Cierta reacción redox tiene una constante de equilibrio de  $2 \cdot 10^{-18}$  a  $25^\circ\text{C}$ . De ello se deduce que:

- La variación de energía libre para la reacción es negativa.
- La reacción es espontánea en condiciones estándar.
- En condiciones estándar no se puede obtener trabajo útil de esta reacción.
- Cuando se alcanza el equilibrio la reacción está desplazada hacia la derecha.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

a) Falso. La relación existente entre la energía libre de Gibbs y la constante de equilibrio de reacción viene dada por la siguiente ecuación:



$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

Sustituyendo:

$$\Delta G^\circ = -8,3 \cdot 298 \cdot \ln (2 \cdot 10^{-18}) \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = \mathbf{100 \text{ kJ}}$$

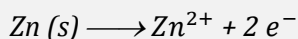
b) Falso. Para que una reacción sea espontánea es preciso que se cumpla que  $\Delta G^\circ < 0$ . En este caso,  $\Delta G^\circ > 0$ , por tanto, se trata de una reacción no espontánea.

c) **Verdadero**. Teniendo en cuenta que  $\Delta G^\circ = W_{\text{útil}}$ . Como  $\Delta G^\circ > 0$ , no se puede extraer trabajo del sistema.

d) Falso. Como la constante de equilibrio,  $K = 2 \cdot 10^{-18} < 1$ , quiere decir que el sistema en el equilibrio se encuentra desplazado hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la **c**.

10.57. La semirreacción en el ánodo de una célula galvánica es la siguiente:



¿Cuál es la carga máxima, en culombios, que puede producirse en una célula con un ánodo de 6,54 g de cinc?

- a) 4820 C
- b) 9650 C
- c) 19306 C
- d) 38600 C
- e) 48200 C

(Datos.  $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $M_{\text{atómica}}(\text{Zn}) = 65,38$ )

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Asturias 2007)

Relacionando moles de Zn y de electrones:

$$6,54 \text{ g Zn} \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,38 \text{ g Zn}} \frac{2 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Zn}} \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = \mathbf{19306 \text{ C}}$$

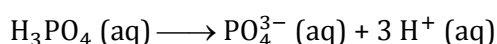
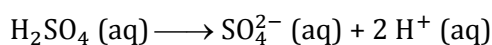
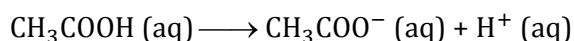
La respuesta correcta es la **c**.

10.58. Se conectan en serie tres células electrolíticas con disoluciones acuosas de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  y  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , respectivamente.

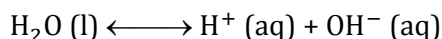
- a) Se recogerá igual volumen de hidrógeno en las tres células.
- b) Se recogerá mayor volumen de hidrógeno en la célula de  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .
- c) Se recogerá mayor volumen de hidrógeno en la célula de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
- d) Se recogerá mayor volumen de hidrógeno en la célula de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .
- e) Se recogerá aproximadamente el mismo volumen de hidrógeno en las células de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

(O.Q.N. Tarazona 2003)

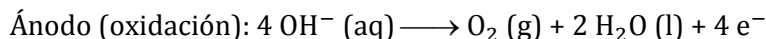
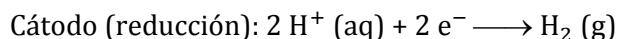
Los ácidos acético, sulfúrico y fosfórico en disolución acuosa se encuentran disociados de acuerdo con las siguientes ecuaciones:



además, la presencia de ácido favorece la ionización del agua:



En las tres celdas se produce las mismas semirreacciones independientemente de la cantidad de hidrógeno que lleva cada ácido:

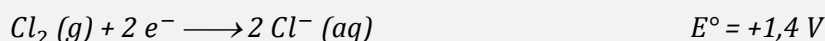
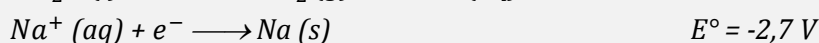
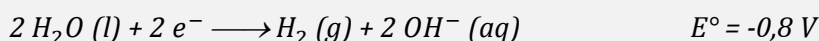


El ion  $\text{H}^+$  se reduce más fácilmente que el resto de los iones ya que tiene un potencial normal de electrodo menor.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión es similar a la propuesta en Burgos 1998).

10.59. Conociendo los potenciales normales de electrodo de las siguientes reacciones:

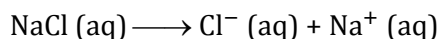


¿Qué puede observarse cuando se introducen dos electrodos inertes en una disolución de cloruro de sodio en agua y se conectan a los terminales de una batería de 2,0 V?

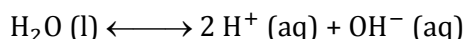
- Aparece sodio sólido en el ánodo y cloro gas en el cátodo.
- Aparece gas cloro en el ánodo y sodio sólido en el cátodo.
- Aparece hidrógeno gas en el cátodo y sodio sólido en el ánodo.
- Aparece hidrógeno gas en el ánodo y cloro gas en el cátodo.
- Aparece cloro gas en el ánodo e hidrógeno gas en el cátodo.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

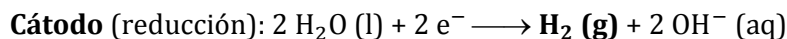
El NaCl en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



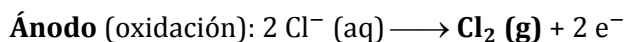
También se tiene la ionización del agua:



Conocidos los potenciales normales de electrodo, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:

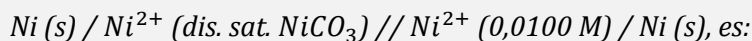


Ya que de los dos iones,  $\text{H}^+$  y  $\text{Na}^+$ , es el primero el que posee un potencial de reducción mayor.



La respuesta correcta es la **e**.

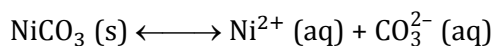
10.60. Teniendo en cuenta que  $K_{ps} (\text{NiCO}_3) = 1,42 \cdot 10^{-7}$ ;  $E^\circ (\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,257 \text{ V}$ , el valor del potencial de la siguiente voltaica a 25°C:



- +0,257 V
- 0,257 V
- 0,00 V
- 0,00844 V
- 0,0422 V

(O.Q.N. Tarazona 2003)

El equilibrio de solubilidad de  $\text{NiCO}_3$  es:



El producto de solubilidad,  $K_{\text{ps}}$ , del  $\text{NiCO}_3$  es:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ni}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

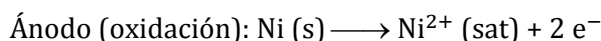
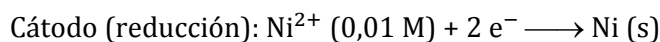
Los valores  $[\text{Ni}^{2+}]$   $[\text{CO}_3^{2-}]$  son los correspondientes a los de la disolución saturada de  $\text{NiCO}_3$  (sat):

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ni}_{(\text{sat})}^{2+}] [\text{CO}_{3(\text{sat})}^{2-}] \quad \text{siendo} \quad [\text{Ni}_{(\text{sat})}^{2+}] = [\text{CO}_{3(\text{sat})}^{2-}]$$

que pueden calcularse a partir del valor de la constante  $K_{\text{ps}}$ :

$$[\text{Ni}_{(\text{sat})}^{2+}] = \sqrt{K_{\text{ps}}} = \sqrt{1,42 \cdot 10^{-7}} = 3,77 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Las semirreacciones que tienen lugar son:



La fuerza electromotriz,  $E$ , de la célula propuesta.

$$E_{\text{célula}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} - E_{\text{Ni}_{(\text{sat})}^{2+}/\text{Ni}}$$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la célula es preciso aplicar la ecuación de *Nernst*:

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{reducida}]}{[\text{oxidada}]}$$

Sustituyendo:

$$E_{\text{cátodo}} = E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^{\circ} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[\text{Ni}]}{[\text{Ni}^{2+}]} = (-0,257) - \frac{0,0592}{2} \log \frac{1}{10^{-2}} = -0,316 \text{ V}$$

$$E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Ni}_{(\text{sat})}^{2+}/\text{Ni}}^{\circ} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[\text{Ni}]}{[\text{Ni}_{(\text{sat})}^{2+}]} = (-0,257) - \frac{0,0592}{2} \log \frac{1}{3,77 \cdot 10^{-4}} = -0,358 \text{ V}$$

El potencial de la célula es:

$$E_{\text{célula}} = (-0,316 \text{ V}) - (-0,358 \text{ V}) = \mathbf{0,042 \text{ V}}$$

La respuesta correcta es la e.

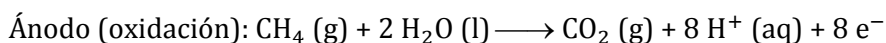
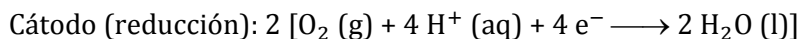
10.61. Si el cambio de energía libre para la combustión en condiciones estándar de un mol de  $\text{CH}_4 (\text{g})$  es  $\Delta G^{\circ} = -818 \text{ kJ}$ , el voltaje estándar que podría obtenerse de una pila de combustión utilizando esta reacción es:

- a) 0,53 V
- b) -1,06 V
- c) 1,06 V
- d) 4,24 V
- e) 8,48 V

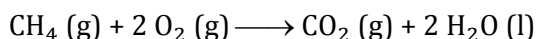
(Dato.  $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ )

(O.Q.N. Tarazona 2003)

Las ecuaciones químicas correspondientes a una célula de combustible que funciona a base de CH<sub>4</sub> (gas natural) son:



La reacción global es:



La relación existente entre la energía libre de *Gibbs* y la fuerza electromotriz de la célula viene dada por la siguiente ecuación:

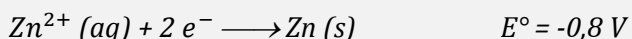
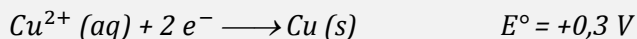
$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

Despejando E°:

$$E^\circ = -\frac{-818 \text{ kJ}}{8 \cdot 96500 \text{ C}} \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = \mathbf{1,06 \text{ V}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

10.62. Conociendo los siguientes potenciales normales de electrodo ¿cuál de las siguientes reacciones se producirá de forma espontánea?



- a)  $\text{Mn}^{2+} + \text{Cu} \longrightarrow \text{Mn} + \text{Cu}^{2+}$   
 b)  $\text{Mn}^{2+} + \text{Zn} \longrightarrow \text{Mn} + \text{Zn}^{2+}$   
 c)  $\text{Zn}^{2+} + \text{Cu} \longrightarrow \text{Zn} + \text{Cu}^{2+}$   
 d)  $\text{Zn}^{2+} + \text{Mn} \longrightarrow \text{Zn} + \text{Mn}^{2+}$   
 e)  $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn}^{2+} \longrightarrow \text{Cu} + \text{Zn}$

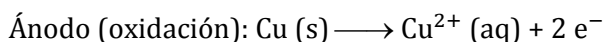
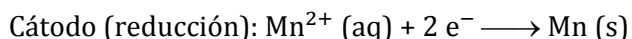
(O.Q.N. Tarazona 2003)

Se producirá de forma espontánea aquella reacción en la que se cumpla:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ < 0$$

para que  $\Delta G^\circ < 0$  debe cumplirse la condición de que  $E^\circ > 0$ .

a) Falso. Las semirreacciones que tienen lugar son:



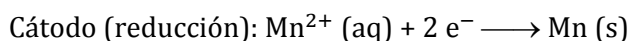
La fuerza electromotriz de una célula se calcula mediante la expresión:

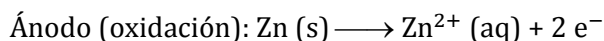
$$E_{\text{célula}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ$$

$$E_{\text{célula}}^\circ = E_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}}^\circ - E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^\circ = (-1,2 \text{ V}) - (0,3 \text{ V}) = -1,5 \text{ V}$$

Como  $E^\circ < 0$  la reacción es no espontánea.

b) Falso. Las semirreacciones que tienen lugar son:



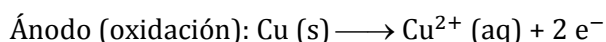
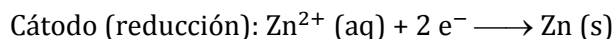


La fuerza electromotriz, E, de la célula propuesta es.

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}}^{\circ} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} = (-1,2 \text{ V}) - (-0,8 \text{ V}) = -0,4 \text{ V}$$

Como  $E^{\circ} < 0$  la reacción es no espontánea.

c) Falso. Las semirreacciones que tienen lugar son:

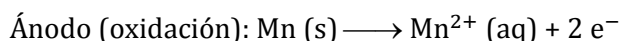
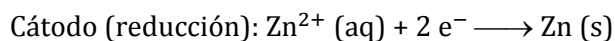


La fuerza electromotriz, E, de la célula propuesta es.

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} - E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} = (-0,8 \text{ V}) - (0,3 \text{ V}) = -1,1 \text{ V}$$

Como  $E^{\circ} < 0$  la reacción es no espontánea.

d) **Verdadero**. Las semirreacciones que tienen lugar son:

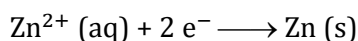
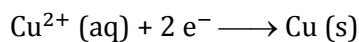


La fuerza electromotriz, E, de la célula propuesta es.

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} - E_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}}^{\circ} = (-0,8 \text{ V}) - (-1,2 \text{ V}) = 0,4 \text{ V}$$

Como  $E^{\circ} > 0$  la reacción es espontánea.

e) Falso. No es posible la reacción ya que hay dos oxidaciones y ninguna reducción:



La respuesta correcta es la **d**.

10.63. ¿Cuál es el estado de oxidación del vanadio en el compuesto  $\text{NH}_4\text{VO}_3$ ?

a) +1

b) +3

c) +5

d) +7

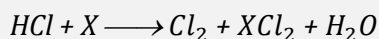
(O.Q.L. Murcia 2003)

Teniendo en cuenta que en la especie dada el número de oxidación del oxígeno es -2, del hidrógeno +1 y del nitrógeno -3, el número de oxidación del vanadio en la misma es:

$$(-3) + 4(+1) + x + 3(-2) = 0 \quad \longrightarrow \quad x = +5$$

La respuesta correcta es la **c**.

10.64. El cloro se obtiene en el laboratorio por oxidación del ácido clorhídrico según la siguiente reacción:

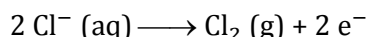


¿Cuál de las siguientes sustancias se utiliza como reactivo X para oxidar al ácido clorhídrico?

- Manganeso metal
- Óxido de manganeso
- Hidruro de manganeso
- Dióxido de manganeso

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La semirreacción correspondiente a la oxidación del  $Cl^-$  es:



El elemento X debe actuar como oxidante por lo que debe reducirse, es decir, bajar su número de oxidación.

En el compuesto  $XCl_2$  el elemento X tiene el número de oxidación:

$$2 (-1) + x = 0 \quad \longrightarrow \quad x = 2$$

por tanto, el número de oxidación del elemento X en la especie elegida deber ser mayor que 2.

La especie apropiada para la oxidación es el **dióxido de manganeso ( $MnO_2$ )** en la que el número de oxidación del manganeso es:

$$2 (-2) + x = 0 \quad \longrightarrow \quad x = 4$$

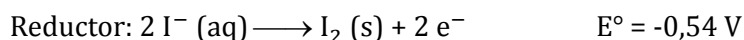
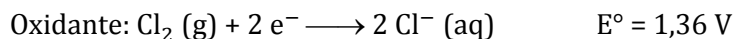
La respuesta correcta es la **d**.

10.65. Sabiendo que los potenciales normales de electrodo de los sistemas  $Cl_2/Cl^-$  y  $I_2/I^-$  valen respectivamente 1,36 V y 0,54 V, se puede afirmar que:

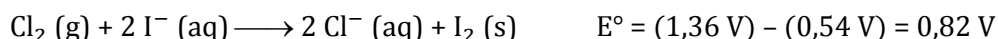
- El yodo oxida al ion cloruro.
- El cloro oxida al ion yoduro.
- El cloro es más básico que el yoduro.
- El cloro reduce al ion yoduro.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

El sistema que tiene mayor potencial se comporta como oxidante (se reduce) y el de menor como reductor (se oxida):



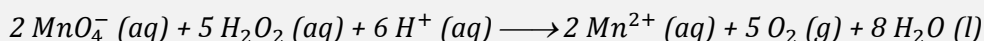
La reacción global es:



Como  $E^\circ > 0$ , la reacción es espontánea y el  **$Cl_2$  oxida al  $I^-$** .

La respuesta correcta es la **b**.

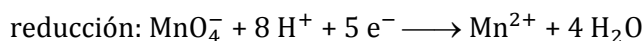
10.66. Dada la reacción de oxidación-reducción:



- a) El número de electrones puesto en juego en este proceso es de 2.  
 b) La especie  $\text{O}_2$  es la que resulta de la reducción de  $\text{H}_2\text{O}_2$  debido al agente reductor  $\text{MnO}_4^-$ .  
 c) La especie  $\text{MnO}_4^-$  es el agente reductor y se oxida a  $\text{Mn}^{2+}$ .  
 d) El ion  $\text{MnO}_4^-$  es el agente oxidante que produce la oxidación del  $\text{H}_2\text{O}_2$  a  $\text{O}_2$ .

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

Las semirreacciones son:



- a) Falso. El número de electrones puesto en juego en el proceso es 10.  
 b-c) Falso. El  $\text{MnO}_4^-$  se comporta como oxidante ya que gana electrones y se reduce a  $\text{Mn}^{2+}$ .  
 d) **Verdadero**. El  $\text{MnO}_4^-$  se comporta como **oxidante** ya que gana electrones y oxida al  $\text{H}_2\text{O}_2$  a  $\text{O}_2$ .

La respuesta correcta es la **d**.

10.67. En una célula voltaica o galvánica (pila):

- a) Los electrones se desplazan a través del puente salino.  
 b) La reducción tiene lugar en el cátodo o polo positivo.  
 c) Los electrones se mueven desde el cátodo al ánodo.  
 d) Los electrones salen de la célula por el ánodo o el cátodo, dependiendo de los electrodos utilizados.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

En ambos tipos de células:

- **Ánodo:** electrodo por el que los **electrones salen** de la célula y tiene lugar la **oxidación**.
- **Cátodo:** electrodo por el que los **electrones entran** en la célula y tiene lugar la **reducción**.

En una célula **voltaica**, los electrones se dirigen espontáneamente hacia el **cátodo** por lo que este tiene signo **positivo**.

En una célula **electrolítica**, los electrones son forzados a dirigirse hacia el **cátodo** por lo que este tiene signo **negativo**.

La respuesta correcta es la **b**.

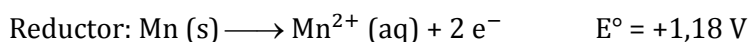
10.68. Una muestra de Mn (s) se recubre de una capa de color pardo cuando se sumerge en una disolución acuosa 1 M de  $\text{FeSO}_4$ . ¿Qué reacción se produce espontáneamente?

- a)  $\text{Mn}^{2+} + \text{Fe} \longrightarrow \text{Mn} + \text{Fe}^{2+}$   
 b)  $\text{Mn} + \text{Fe} \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{2+}$   
 c)  $\text{Mn} + \text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}$   
 d) Ninguna de las tres anteriores.

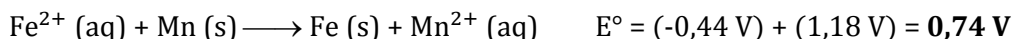
(Datos.  $E^\circ$ :  $\text{Mn}^{2+}/\text{Mn} = -1,18 \text{ V}$ ;  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44 \text{ V}$ )

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

Para que la reacción sea espontánea es preciso que  $E^\circ > 0$ . Para ello, el sistema que tiene mayor potencial se comporta como oxidante (se reduce) y el de menor como reductor (se oxida):

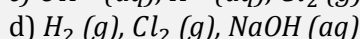
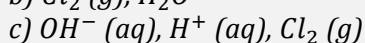
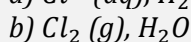
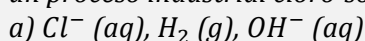


La reacción global es:



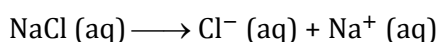
La respuesta correcta es la **c**.

*10.69. Las especies formadas en la electrólisis de una disolución acuosa de cloruro sódico en un proceso industrial cloro-sosa, son:*



(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

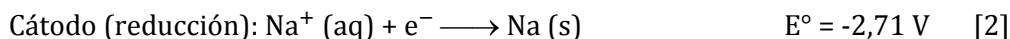
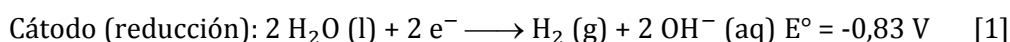
El NaCl en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



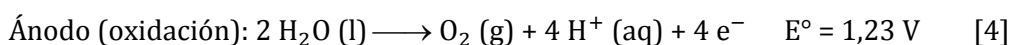
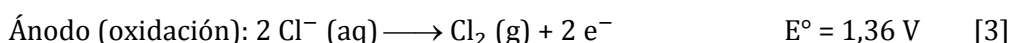
También se tiene la ionización del agua:



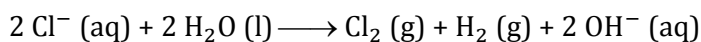
Consultando en la bibliografía los potenciales normales de electrodo, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



de ambas, se puede descartar la semirreacción [2] ya que  $\text{H}^+$  es más fácil de reducir por tener un potencial de reducción mayor.

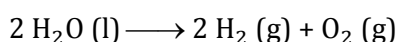


El potencial de la reacción entre [1] y [3] es:



$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = (-0,83 \text{ V}) - (1,36 \text{ V}) = -2,19 \text{ V}$$

El potencial de la reacción entre [1] y [4] es:

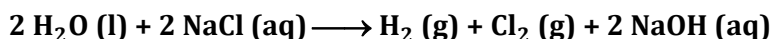


$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = -(0,83 \text{ V}) - (1,23 \text{ V}) = -2,06 \text{ V}$$

Como ambos valores son similares es de esperar que en el ánodo se obtenga una mezcla de  $\text{Cl}_2$  y  $\text{O}_2$ . En la práctica, predomina  $\text{Cl}_2$  debido a la alta sobretensión del  $\text{O}_2$  comparada con la del  $\text{Cl}_2$ .

Por tanto, se puede considerar que la reacción global es:





El NaOH (aq) se forma con los iones  $\text{Na}^+$  (aq) y  $\text{OH}^-$  (aq) presentes en la disolución resultante.

La respuesta correcta es la **d**.

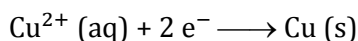
10.70. ¿Qué masa de cobre se deposita en media hora con una corriente de 2 A que pasa por una disolución acuosa que contiene el ion  $\text{Cu}^{2+}$ ?

- a) 11,87 g
- b) 1,18 g
- c) 24,7 g
- d) 0,45 g

(Datos.  $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; Masa atómica Cu =  $63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La semirreacción correspondiente a la reducción del ion  $\text{Cu}^{2+}$  en el cátodo es:



Relacionando la cantidad de corriente y de Cu:

$$30 \text{ min} \cdot 2 \text{ A} \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A}\cdot\text{s}} \frac{1 \text{ mol e}^-}{96500 \text{ C}} \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol e}^-} \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = \mathbf{1,18 \text{ g Cu}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

10.71. Indique cuál de los siguientes elementos químicos tiene mayor carácter reductor:

- a) Mg
- b) Ge
- c) Al
- d) K
- e) S

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.N. Sevilla 2010)

Los metales alcalinos son especies que tienen mayor poder reductor. Por tanto, El mayor carácter reductor le corresponde al **K**.

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Sevilla 2010 se reemplazan Mg, Ge y S por Be, P y C).

10.72. ¿Cuál es el elemento que se oxida en una reacción entre etileno y una disolución acuosa de permanganato potásico?

- a) Carbono
- b) Hidrógeno
- c) Oxígeno
- d) Potasio
- e) Manganeso

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

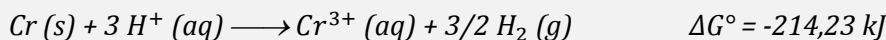
El permanganato de potasio es un oxidante y se reduce. El manganeso baja su número de oxidación.

El etileno se comporta como reductor y se oxida. El carbono aumenta su número de oxidación. El **carbono** es un elemento más electronegativo que el hidrógeno, por tanto, en el etileno,  $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ , el número de oxidación del hidrógeno es +1 y el del carbono es:

$$2(x) + 4(+1) = 0 \quad \longrightarrow \quad x = -2$$

La respuesta correcta es la **a**.

10.73. Para la siguiente reacción:



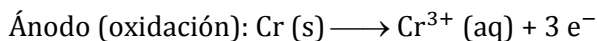
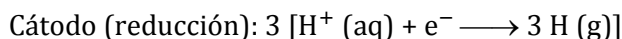
¿Cuál será el valor de  $E^\circ (\text{Cr}^{3+}/\text{Cr})$ ?

- a) -0,74 V
- b) -2,14 V
- c) +2,14 V
- d) -74 mV
- e) +0,74 V

(Dato. Constante de Faraday =  $96485 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



La relación existente entre la energía libre de Gibbs y la fuerza electromotriz de la célula viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

Despejando  $E^\circ$ :

$$E^\circ = \frac{-214,23 \text{ kJ}}{-3 \cdot 96485 \text{ C}} \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 0,74 \text{ V}$$

La fuerza electromotriz de la célula propuesta es.

$$E_{\text{célula}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^\circ - E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}}^\circ$$

Sustituyendo se obtiene el valor de  $E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}}^\circ$ :

$$0,74 \text{ V} = 0 - E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}}^\circ \quad \longrightarrow \quad E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}}^\circ = -0,74 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la **a**.

10.74. ¿Cuál sería el  $\Delta G$  de la reacción siguiente a  $25^\circ\text{C}$ ?



- a)  $-4120 \text{ cal}\cdot\text{mol}^{-1}$
- b)  $+17,169 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- c)  $+41,2 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$
- d)  $-171694 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$
- e)  $-17,169 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

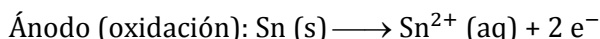
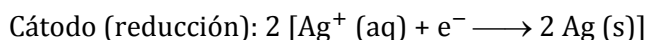
(Datos.  $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $R = 8,3 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $1 \text{ J} = 0,24 \text{ cal}$ )

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la célula es preciso aplicar la ecuación de Nernst:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



Por tanto, el valor de  $n = 2$  y la expresión de  $Q$  es:

$$Q = \frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2}$$

El valor de  $E$  es:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2} = (0,94) - \frac{0,0592}{2} \log \frac{0,5}{(0,1)^2} = 0,89 \text{ V}$$

La relación existente entre la energía libre de *Gibbs* y la fuerza electromotriz de la célula viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

Sustituyendo:

$$\Delta G^\circ = -2 \frac{96500 \text{ C}}{\text{mol}} (0,89 \text{ V}) = \mathbf{171770 \frac{J}{mol}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

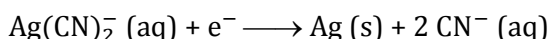
10.75. Se quiere platear una cuchara de  $20 \text{ cm}^2$  de área, hasta un espesor de  $10^{-4} \text{ m}$ , con una disolución de  $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$ , pasando una corriente de  $0,02 \text{ A}$ . ¿Cuánto tiempo se tardaría?

- a) 1,232 min
- b) 2,5 días
- c) 26,1 h
- d) 9391,5 s
- e) 52,1 h

(Datos. Densidad (Ag) =  $10,5 \text{ g/cm}^3$ ;  $M_{\text{atómica}} (\text{Ag}) = 107,9$ ;  $F = 96485 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La semirreacción de reducción que tiene lugar en el cátodo es:



Los moles de plata necesarios para platear la cucharilla son:

$$20 \text{ cm}^2 \cdot 10^{-4} \text{ m} \frac{10^2 \text{ cm}}{1 \text{ m}} \frac{10,5 \text{ g Ag}}{1 \text{ cm}^3} \frac{1 \text{ mol Ag}}{107,9 \text{ g Ag}} = 0,0195 \text{ mol Ag}$$

Relacionando moles de Ag y de electrones:

$$0,0195 \text{ mol Ag} \frac{1 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Ag}} \frac{96485 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 1878 \text{ C}$$

El tiempo necesario para que pase esa cantidad de corriente por la cuba electrolítica es:

$$t = \frac{1878 \text{ C}}{0,02 \text{ A}} \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} = \mathbf{26,1 \text{ h}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

10.76. Señale la proposición correcta:

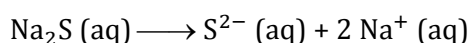
- a) El ácido nítrico tiene propiedades reductoras.  
 b) Un método que evita la corrosión del hierro es mantenerlo unido a un metal menos activo que él.  
 c) Una disolución acuosa de sulfuro sódico tiene carácter ácido.  
 d) Los halógenos forman compuestos covalentes con hidrógeno y con carbono.

(O.Q.L. Madrid 2004)

a) Falso. El ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ , es un oxidante que se puede reducir a  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2$  o  $\text{NH}_4^+$  según la fuerza del reductor con el que se le haga reaccionar.

b) Falso. Un método para evitar la corrosión es mantenerlo unido a un metal que sea más activo que él como, por ejemplo, el magnesio.

c) Falso. El sulfuro de sodio en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



- El ion  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado débil de la base fuerte  $\text{NaOH}$  por lo que no se hidroliza.
- El ion  $\text{S}^{2-}$  es la base conjugada del ácido débil  $\text{HS}^-$  que se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones  $\text{OH}^-$  por lo que el  $\text{pH} > 7$  y la disolución es básica.

d) **Verdadero.** Un halógeno, como el cloro, forma compuestos con el hidrógeno,  $\text{HCl}$ , y con el carbono,  $\text{CCl}_4$ . Estos compuestos son covalentes debido a que la diferencia de electronegatividad entre estos elementos y el cloro no es muy grande.

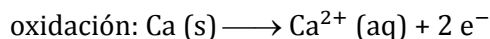
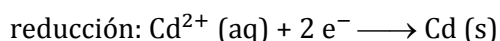
La respuesta correcta es la **d**.

10.77. Indique cuál de las siguientes reacciones se producirá espontáneamente en disolución acuosa a  $25^\circ\text{C}$ . Suponga que las concentraciones iniciales de todas las especies disueltas son 1 M.

- a)  $\text{Ca (s)} + \text{Cd}^{2+} \text{ (aq)} \longrightarrow \text{Ca}^{2+} \text{ (aq)} + \text{Cd (s)}$   
 b)  $2 \text{Br}^- \text{ (aq)} + \text{Sn}^{2+} \text{ (aq)} \longrightarrow \text{Br}_2 \text{ (l)} + \text{Sn (s)}$   
 c)  $2 \text{Ag (s)} + \text{Ni}^{2+} \text{ (aq)} \longrightarrow 2 \text{Ag}^+ \text{ (aq)} + \text{Ni (s)}$   
 d)  $\text{NaCl (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \longrightarrow \text{NaOH (aq)} + \text{HCl (aq)}$

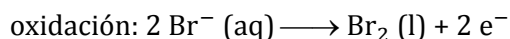
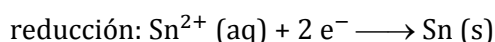
(O.Q.L. Madrid 2004)

a) **Verdadero.** Las semirreacciones que tienen lugar son:



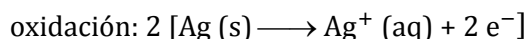
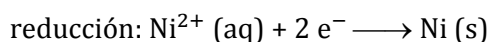
Es posible que se produzca la reacción de forma espontánea ya que un fuerte reductor, Ca metal alcalinotérreo, reduce al  $\text{Cd}^{2+}$ .

b) Falso. Las semirreacciones que tienen lugar son:



No es posible que se produzca la reacción ya que el  $\text{Br}_2$ , halógeno, es un oxidante mas fuerte que el  $\text{Sn}^{2+}$ .

c) Falso. Las semirreacciones que tienen lugar son:



No es posible que se produzca la reacción ya que el  $\text{Ni}^{2+}$  es un oxidante más fuerte que el  $\text{Ag}^{+}$ .

d) Falso. La reacción propuesta no es de oxidación-reducción y se produce en sentido contrario.

La respuesta correcta es la **a**.

(Para la correcta resolución de esta cuestión sería necesario que se proporcionaran los potenciales normales de electrodo).

10.78. El cloro presenta número de oxidación +1 en el compuesto:

- a) HCl
- b)  $\text{NH}_4\text{Cl}$
- c) HClO
- d)  $\text{ClO}_3^{-}$

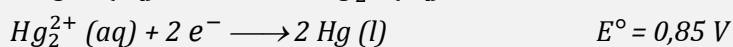
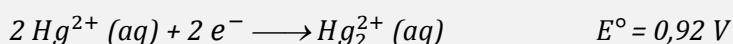
(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. La Rioja 2009)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es -2, del hidrógeno +1 y del nitrógeno -3, el número de oxidación del cloro en las mismas es:

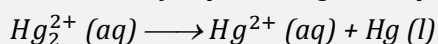
- a) En el HCl:  $(+1) + x = 0 \longrightarrow x = -1$
- b) En el  $\text{NH}_4\text{Cl}$ :  $(-3) + 4(+1) + x = 0 \longrightarrow x = -1$
- c) En el **HClO**:  $(+1) + x + (-2) = 0 \longrightarrow x = +1$
- d) En el  $\text{ClO}_3^{-}$ :  $x + 3(-2) = -1 \longrightarrow x = +5$

La respuesta correcta es la **c**.

10.79. Dadas las siguientes reacciones y sus correspondientes potenciales normales de electrodo:



Los valores de  $\Delta G^{\circ}$  y  $K$  para el siguiente proceso, a  $25^{\circ}\text{C}$ , son:

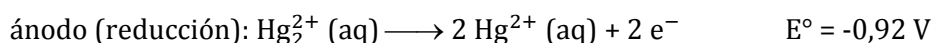
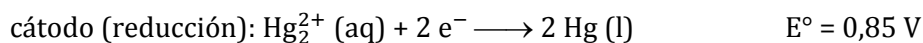


- a)  $-14 \text{ kJ}$  y  $4 \cdot 10^{-3}$
- b)  $14 \text{ kJ}$  y  $233$
- c)  $14 \text{ kJ}$  y  $4 \cdot 10^{-3}$
- d)  $6,8 \text{ kJ}$  y  $0,065$

(Datos.  $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $R = 8,3 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ )

(O.Q.L. Madrid 2004)

Las semirreacciones correspondientes al proceso propuesto son:



Aplicando la ecuación de Nernst:

$$E = E^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln K$$

En el equilibrio se cumple que  $E = 0$  y  $Q = K$ , con lo que la expresión anterior queda como:

$$E^{\circ} = \frac{RT}{nF} \ln K \quad \longrightarrow \quad E^{\circ} = \frac{8,3 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \ln K$$

El potencial de la célula se calcula mediante la expresión:

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{Hg}_2^{2+}/\text{Hg}} - E^{\circ}_{\text{Hg}_2^{2+}/\text{Hg}_2^{2+}} = (0,85 \text{ V}) - (0,92 \text{ V}) = -0,07 \text{ V}$$

Sustituyendo:

$$-0,07 = 0,0128 (\ln K) \quad \longrightarrow \quad K = 4,2 \cdot 10^{-3}$$

La relación existente entre la energía libre de *Gibbs* y la constante de equilibrio de reacción viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K$$

Sustituyendo:

$$\Delta G^{\circ} = -8,3 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{mol} \cdot \text{K}} (298 \text{ K}) \ln (4,2 \cdot 10^{-3}) = 13,5 \text{ kJ}$$

Otra forma sería mediante la ecuación que relaciona la energía libre de *Gibbs* y la fem de la célula,  $\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$ :

$$\Delta G^{\circ} = -2 \cdot 96500 \text{ C} (-0,07 \text{ V}) \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = 13,5 \text{ kJ}$$

Los valores de  $K < 1$  y de  $\Delta G^{\circ} > 0$  demuestran que la reacción es no espontánea.

La respuesta correcta es la **c**.

10.80. La carga eléctrica de un mol de electrones es, aproximadamente:

a)  $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

b)  $9,1 \cdot 10^{-31} \text{ C}$

c)  $9,65 \cdot 10^4 \text{ C}$

d)  $6,022 \cdot 10^{-23} \text{ C}$

( $e = 1,6019 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ )

(O.Q.L. Madrid 2004)

La carga de un mol de electrones es:

$$6,022 \cdot 10^{23} e^{-} \frac{1,6019 \cdot 10^{-19} \text{ C}}{1 e^{-}} = 96484 \text{ C}$$

La respuesta correcta es la **c**.

10.81. ¿Cuántos faradays son necesarios para reducir 0,20 moles de  $\text{MnO}_4^{-}$  a  $\text{Mn}^{2+}$ ?

a) 0,20

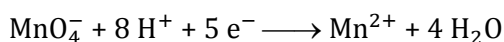
b) 3,00

c) 0,40

d) 1,00

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007)

La semirreacción correspondiente a la reducción del permanganato es:



Relacionando moles de permanganato con faradays:

$$0,20 \text{ mol MnO}_4^- \frac{5 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol MnO}_4^-} \frac{1 \text{ F}}{1 \text{ mol e}^-} = \mathbf{1,00 \text{ F}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

10.82. ¿Cuál es el estado de oxidación del elemento subrayado en cada uno de las siguientes especies químicas?

i) P<sub>4</sub> ii) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> iii) MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> iv) H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

- a) 0, +3, +7, -1  
 b) 0, +3, +6, -1  
 c) 0, +3, +7, -2  
 d) 0, +2, +7, -2

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

- En el P<sub>4</sub>:  $x = 0$
- En el Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>:  $2(x) + 3(-2) + x = 0 \longrightarrow x = +3$
- En el MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>:  $x + 4(-2) = -1 \longrightarrow x = +7$
- En el H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>:  $2(+1) + 2x = 0 \longrightarrow x = -1$

La respuesta correcta es la **a**.

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

Na<sup>+</sup>/Na = -2,71 V; Cl<sub>2</sub>/Cl<sup>-</sup> = 1,36 V; K<sup>+</sup>/K = -2,92 V; Cu<sup>2+</sup>/Cu = 0,34 V

indica:

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

(ii) ¿Cuál es el mayor potencial normal que se puede formar con los distintos pares?

- 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

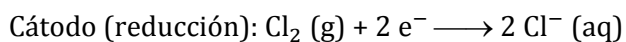
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

i) De los diferentes pares redox dados:

- Elemento más oxidante: el que tiene el potencial de reducción mayor, Cl<sub>2</sub>/Cl<sup>-</sup> = +1,36 V.
- Elemento más reductor: el que tiene el potencial de reducción menor, K<sup>+</sup>/K = -2,92 V.

ii) El mayor potencial normal se consigue con la célula formada por los elementos más oxidante y reductor:

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



El potencial de la célula es:

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ} = (1,36 \text{ V}) - (-2,92 \text{ V}) = \mathbf{4,28 \text{ V}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

10.84. ¿Cuáles de los siguientes metales: Li, Cu, Ag y Mg, reaccionarán con HCl 1 M?

a) Cu y Mg

b) Cu y Ag

c) Ag y Mg

d) Li y Mg

(Potenciales de reducción,  $E^{\circ}$ :  $\text{Li}^+/\text{Li} = -3,05 \text{ V}$ ;  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0,34 \text{ V}$ ;  $\text{Ag}^+/\text{Ag} = +0,80 \text{ V}$ ;  $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg} = -2,37 \text{ V}$ )

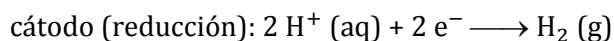
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Se producirá de forma espontánea aquella reacción en la que se cumpla:

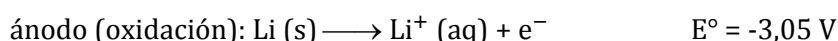
$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ} < 0$$

para que  $\Delta G^{\circ} < 0$  debe cumplirse la condición de que  $E^{\circ} > 0$ .

Como la semirreacción de reducción del  $\text{H}^+$  es:



los únicos elementos que pueden conseguir que la fuerza electromotriz de la célula,  $E^{\circ}$ , sea positiva son aquellos que tienen potencial de reducción negativo:



El potencial de la célula se calcula mediante la expresión:

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}$$

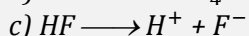
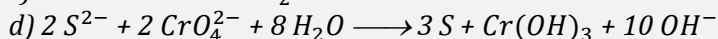
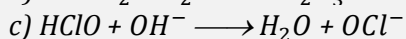
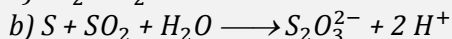
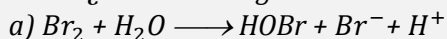
Estos son, respectivamente:

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^{\circ} - E_{\text{Li}^+/\text{Li}}^{\circ} = (0 \text{ V}) - (-3,05 \text{ V}) = +3,05 \text{ V}$$

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^{\circ} - E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^{\circ} = (0 \text{ V}) - (-2,37 \text{ V}) = +2,37 \text{ V}$$

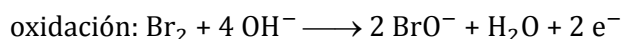
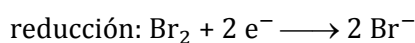
La respuesta correcta es la **d**.

10.85. ¿Cuál de las siguientes reacciones es una reacción de desproporción?



(O.Q.N. Luarca 2005)

Una reacción de desproporción es aquella en la que una misma especie se oxida y se reduce simultáneamente. En este caso, el  $\text{Br}_2$  sufre desproporción o dismutación:



La respuesta correcta es la **a**.



10.86. La reacción neta en una celda voltaica con  $E^\circ = +0,726 \text{ V}$  es:



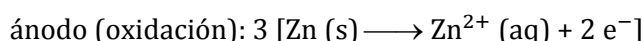
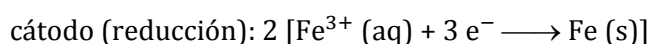
El valor de  $\Delta G^\circ$  para esta reacción es:

- a) -210 kJ
- b) -140 kJ
- c) -700 kJ
- d) -463 kJ
- e) -420 kJ

(Dato. Constante de Faraday =  $96485 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

(O.Q.N. Luarca 2005)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



La relación existente entre la energía libre de Gibbs y la fuerza electromotriz de la célula viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

Sustituyendo:

$$\Delta G^\circ = -6 (96485 \text{ C}) (+0,726 \text{ V}) \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = \mathbf{-420,3 \text{ kJ}}$$

La respuesta correcta es la e.

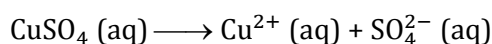
10.87. Dos celdas que contienen disoluciones de  $\text{AgNO}_3$  y  $\text{CuSO}_4$ , respectivamente, se conectan en serie y se electrolizan. El cátodo de la celda de  $\text{AgNO}_3$  aumentó su peso 1,078 g, ¿cuánto aumentó el cátodo de la otra celda?

- a) 0,127 g
- b) 0,6354 g
- c) 3,177 g
- d) 0,318 g
- e) Ninguno de estos valores.

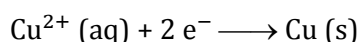
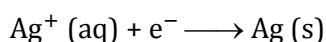
(Masas atómicas: Ag = 107,8; Cu = 63,5)

(O.Q.N. Luarca 2005)

El nitrato de plata y el sulfato de cobre (II) en disolución acuosa se encuentran disociados de acuerdo con las ecuaciones:



Las ecuaciones químicas correspondientes a las reducciones en los respectivos cátodos son:



Relacionando moles plata y de electrones:

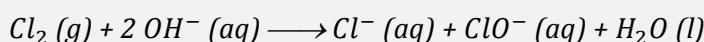
$$1,078 \text{ g Ag} \frac{1 \text{ mol Ag}}{107,8 \text{ g Ag}} \frac{1 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Ag}} = 0,01 \text{ mol e}^-$$

Como las cubas están conectadas en serie, el número de moles de electrones que atraviesa ambas es el mismo. Relacionando estos moles con los de Cu depositado:

$$0,01 \text{ mol e}^- \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol e}^-} \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = \mathbf{0,318 \text{ g Cu}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

10.88. Una disolución blanqueadora puede prepararse haciendo burbujear cloro gas a través de una disolución de hidróxido de sodio:



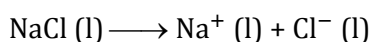
El cloro necesario puede obtenerse por electrólisis de cloruro sódico fundido. ¿Qué volumen de disolución de hipoclorito 0,30 M podría prepararse a partir del cloro obtenido por electrólisis si se utiliza una corriente de 3,0 amperios durante 25 minutos?

- a) 78 mL
- b) 63 mL
- c) 40 mL
- d) 31 mL
- e) 26 mL

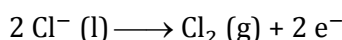
(Dato.  $F = 96485 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

(O.Q.N. Luarca 2005)

El cloruro de sodio fundido acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



La semirreacción de oxidación que tiene lugar en el ánodo es:



Relacionando moles de electrones y de  $\text{Cl}_2$ :

$$25 \text{ min} \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} 3,0 \text{ A} \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A}\cdot\text{s}} \frac{1 \text{ mol e}^-}{96485 \text{ C}} \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol e}^-} = 0,0233 \text{ mol Cl}_2$$

Relacionando moles de  $\text{Cl}_2$  y  $\text{ClO}^-$ :

$$0,0233 \text{ mol Cl}_2 \frac{1 \text{ mol ClO}^-}{1 \text{ mol Cl}_2} = 0,0233 \text{ mol ClO}^-$$

El volumen de disolución 0,30 M es:

$$0,0233 \text{ mol ClO}^- \frac{1 \text{ L ClO}^- 0,30 \text{ M}}{0,30 \text{ mol ClO}^-} \frac{10^3 \text{ mL ClO}^- 0,30 \text{ M}}{1 \text{ L ClO}^- 0,30 \text{ M}} = \mathbf{78 \text{ mL ClO}^- 0,30 \text{ M}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

10.89. ¿Cuál es el valor del potencial,  $E$ , de la siguiente célula?



- a) 0,763 V
- b) 0,529 V
- c) 0,412 V
- d) 0,680 V
- e) 0,578 V

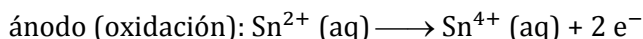
(Datos.  $E^\circ (\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0,154 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,799 \text{ V}$ )

(O.Q.N. Luarca 2005)

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la célula es preciso aplicar la ecuación de *Nernst*:

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{reducida}]}{[\text{oxidada}]}$$

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



Sustituyendo:

$$E_{\text{cátodo}} = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} - \frac{0,0592}{1} \log \frac{[\text{Ag}]}{[\text{Ag}^+]} = (0,799) - \frac{0,0592}{1} \log \frac{1}{2,22 \cdot 10^{-2}} = 0,701 \text{ V}$$

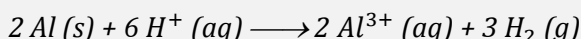
$$E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}}^{\circ} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Sn}^{4+}]} = (0,154) - \frac{0,0592}{2} \log \frac{0,233}{1,05} = 0,173 \text{ V}$$

El potencial de la célula es:

$$E_{\text{célula}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = (0,701 \text{ V}) - (0,173 \text{ V}) = \mathbf{0,528 \text{ V}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

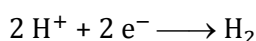
10.90. Identifique el agente oxidante en la siguiente reacción:



- a) Al
- b) H<sup>+</sup>
- c) Al<sup>3+</sup>
- d) H<sub>2</sub>

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

El agente oxidante es la especie que se reduce, es decir que capta electrones. En esta reacción es el H<sup>+</sup>:



La respuesta correcta es la **b**.

10.91. Indique cuál de las siguientes especies tiene mayor carácter oxidante:

- a) Cl<sup>-</sup>
- b) Na
- c) Zn
- d) Ag<sup>+</sup>

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

a) Falso. Cl<sup>-</sup> es la forma reducida del Cl<sub>2</sub>, un potente oxidante.

b-c) Falso. Los dos metales propuestos, Na y Zn, tienden a oxidarse a sus correspondientes cationes, por tanto, se comportan como reductores.

d) **Verdadero**. Ag<sup>+</sup> es la forma oxidada del metal Ag, por lo que será la especie con mayor carácter oxidante.

La respuesta correcta es la **b**.

10.92. El número de oxidación del cromo en el  $K_2Cr_2O_7$  es:

- a) -7
- b) +6
- c) -6
- d) +7

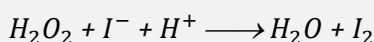
(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

Teniendo en cuenta que en la especie dada el número de oxidación del oxígeno es -2 y del potasio +1, el número de oxidación del cromo en la misma es:

$$2(+1) + 2(x) + 7(-2) = 0 \quad \longrightarrow \quad x = +6$$

La respuesta correcta es la **b**.

10.93. Dada la reacción:



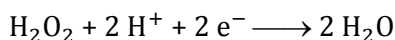
indique la respuesta correcta:

- a) El ion  $H^+$  cede electrones.
- b) El agua oxigenada se oxida.
- c) El ion  $I^-$  se reduce a  $I_2$ .
- d) El agua oxigenada actúa como oxidante.

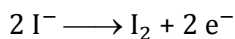
(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

a) Falso. El  $H^+$  no cambia de número de oxidación. Se comporta como un ion espectador que sólo aporta carga.

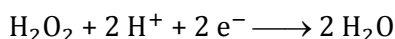
b) Falso. El  $H_2O_2$  actúa como oxidante ya que gana electrones y se reduce a  $H_2O$ :



c) Falso. El  $I^-$  actúa como reductor ya que cede electrones y se oxida a  $I_2$ :



d) **Verdadero**. El  $H_2O_2$  actúa como **oxidante** ya que gana electrones y se reduce a  $H_2O$ :



La respuesta correcta es la **d**.

10.94. Una célula de concentración está formada por electrodos de plata sumergidos en disoluciones de  $AgNO_3$  con concentraciones diferentes. ¿Cuál será el voltaje si los dos compartimentos tienen concentraciones de  $AgNO_3$  1 M y 0,01 M?

- a) 0,03 V
- b) 0,06 V
- c) 0,12 V
- d) 0,24 V

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

La fuerza electromotriz, E, de la célula de concentración es:

$$E_{\text{célula}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = E_{Ag^+(1 M)/Ag} - E_{Ag^+(0,01 M)/Ag}$$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la célula es preciso aplicar la ecuación de Nernst:

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{reducida}]}{[\text{oxidada}]}$$

Sustituyendo:

$$E_{\text{cátodo}} = E_{\text{Ag}^+_{(\text{cat})}/\text{Ag}}^{\circ} - \frac{0,0592}{1} \log \frac{1}{[\text{Ag}^+_{(\text{cat})}]}$$

$$E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Ag}^+_{(\text{and})}/\text{Ag}}^{\circ} - \frac{0,0592}{1} \log \frac{1}{[\text{Ag}^+_{(\text{and})}]}$$

El potencial de la célula es:

$$E_{\text{célula}} = \left( E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} - \frac{0,0592}{1} \log \frac{1}{[\text{Ag}^+_{(\text{cat})}]} \right) - \left( E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} - \frac{0,0592}{1} \log \frac{[1]}{[\text{Ag}^+_{(\text{and})}]} \right)$$

$$E_{\text{célula}} = -\frac{0,0592}{1} \log \frac{[\text{Ag}^+_{(\text{and})}]}{[\text{Ag}^+_{(\text{cat})}]} = -0,0592 \cdot \log \frac{0,01}{1} = \mathbf{0,1194 \text{ V}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

10.95. ¿Cuál es el número de oxidación del magnesio en el MgO?

- a) -2
- b) -1
- c) 0
- d) +1
- e) +2

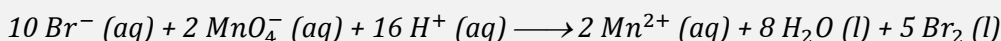
(O.Q.L. Extremadura 2005)

Teniendo en cuenta que en la especie dada el número de oxidación del oxígeno es -2, el número de oxidación del magnesio en la misma es:

$$x + (-2) = 0 \quad \longrightarrow \quad x = +2$$

La respuesta correcta es la **e**.

10.96. Calcule el potencial de electrodo estándar, es decir,  $E^{\circ}$  para la célula en la que se produce la siguiente reacción:

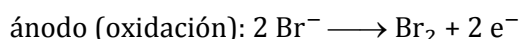
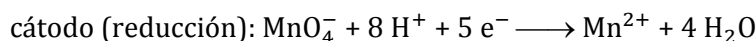


- a) -0,44 V
- b) 7,63 V
- c) -9,14 V
- d) 2,57 V
- e) 0,44 V

(Datos.  $E^{\circ} (\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1,065 \text{ V}$ ;  $E^{\circ} (\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$ )

(O.Q.N. Vigo 2006)

Las semirreacciones son:



El potencial de la célula se calcula mediante la expresión:

$$E^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}$$

$$E^{\circ} = E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^{\circ} - E_{\text{Br}_2/\text{Br}^-}^{\circ} = (1,51 \text{ V}) - (1,065 \text{ V}) = \mathbf{0,445 \text{ V}}$$

La respuesta correcta es la **e**.

10.97. Complete y ajuste la siguiente reacción redox:

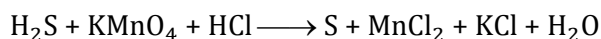


Los coeficientes del permanganato y del azufre son, respectivamente:

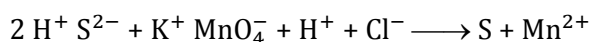
- a) 2 y 4
- b) 1 y 6
- c) 2 y 5
- d) 4 y 2
- e) 2 y 3

(O.Q.N. Vigo 2006)

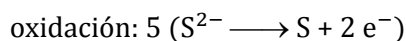
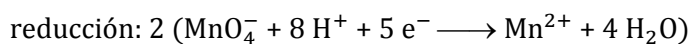
Teniendo en cuenta que  $\text{KMnO}_4$  en medio ácido se reduce a  $\text{Mn}^{2+}$ , la reacción redox completa es:



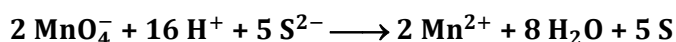
La ecuación iónica es:



Las semirreacciones son:



La ecuación iónica final es:



La respuesta correcta es la **c**.

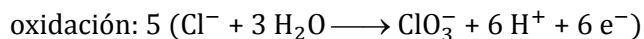
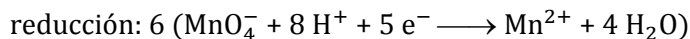
10.98. Ajuste la siguiente reacción redox en medio ácido e indique los coeficientes de  $\text{MnO}_4^-$  y  $\text{ClO}_3^-$ :



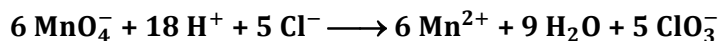
- a) 2 y 3
- b) 2 y 2
- c) 6 y 5
- d) 4 y 3
- e) 3 y 2

(O.Q.N. Vigo 2006)

Las semirreacciones son:



La ecuación iónica final es:



La respuesta correcta es la **c**.

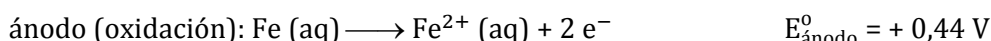
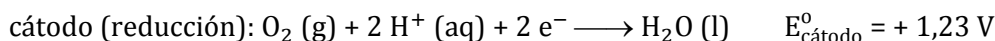
10.99. La corrosión del hierro es un proceso electroquímico que, en medio ácido, implica los siguientes potenciales de reducción:  $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$  y  $E^\circ (\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = +1,23 \text{ V}$ . El potencial de la célula estándar basada en la reacción de la corrosión si el  $\text{pH} = 5$  y el resto de las especies implicadas se encuentran en condiciones estándar es:

- a) 1,67 V
- b) -0,19 V
- c) -1,37 V
- d) 0,19 V
- e) 1,37 V

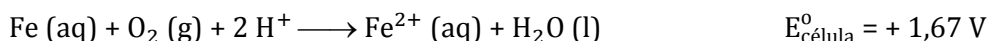
(Datos.  $F = 96485 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ )

(O.Q.N. Vigo 2006)

Las semirreacciones correspondientes al proceso de corrosión del hierro son:



La reacción global es:



Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la célula es preciso aplicar la ecuación de *Nernst*:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

Por tanto, el valor de  $n = 2$  y la expresión de  $Q$  es:

$$Q = \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{H}^+]^2}$$

Si el  $\text{pH} = 5$ , de acuerdo con el concepto de  $\text{pH}$ :

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5} \text{ M.}$$

El valor de  $E$  es:

$$E = (1,67) - \frac{8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96485} \ln \frac{1}{(10^{-5})^2} = \mathbf{1,375 \text{ V}}$$

La respuesta correcta es la **e**.

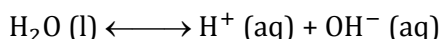
10.100. Calcule la intensidad de corriente necesaria para producir 30 mL de gas oxígeno, medidos en condiciones normales, mediante electrólisis del agua en 10 minutos.

- a) 2,58 A
- b) 0,86 A
- c) 3,44 A
- d) 1,72 A
- e) 0,16 A

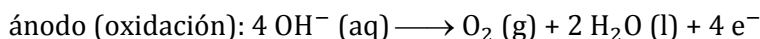
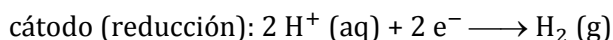
(Dato.  $F = 96485 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

(O.Q.N. Vigo 2006)

El agua acidulada se encuentra ionizada como:



Las semirreacciones que se producen en los electrodos son:



El número de moles de  $\text{O}_2$  desprendidos en el ánodo son:

$$30 \text{ mL O}_2 \frac{1 \text{ L O}_2}{10^3 \text{ mL O}_2} \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ L O}_2} = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol O}_2$$

Relacionando moles de  $\text{O}_2$  y de electrones:

$$1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol O}_2 \frac{4 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol O}_2} \frac{96485}{1 \text{ mol e}^-} = 517 \text{ C}$$

Relacionando la cantidad de corriente con el tiempo:

$$I = \frac{517 \text{ C}}{10 \text{ min}} \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = \mathbf{0,86 \text{ A}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

10.101. El número de oxidación del nitrógeno en el tetróxido de dinitrógeno es:

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5

(O.Q.L. Murcia 2006)

Teniendo en cuenta que en el  $\text{N}_2\text{O}_4$  el número de oxidación del oxígeno es -2, el número de oxidación del nitrógeno en la misma es:

$$2 (x) + 4 (-2) = 0 \quad \longrightarrow \quad x = \mathbf{+4}$$

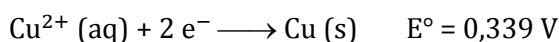
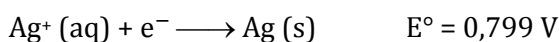
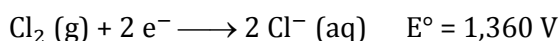
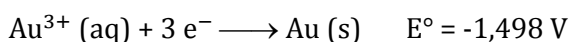
La respuesta correcta es la **c**.

10.102. Indica el agente oxidante más fuerte:

- a)  $\text{Au}^{3+}$   $E^\circ (\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = -1,498 \text{ V}$
- b)  $\text{Cl}_2$   $E^\circ (\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,360 \text{ V}$
- c)  $\text{Ag}$   $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,799 \text{ V}$
- d)  $\text{Cu}^{2+}$   $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,339 \text{ V}$
- e)  $\text{Br}^-$   $E^\circ (\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1,065 \text{ V}$

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Madrid 2011)

Las semirreacciones correspondientes a los potenciales de reducción dados son:



De las especies dadas, la más oxidante es la que tiene un potencial mayor:  **$\text{Cl}_2$** .

La respuesta correcta es la **b**.



10.103. ¿Cuántos moles de electrones debe perder cada mol de ácido oxálico (HCOO-COOH) cuando actúa como reductor en disolución acuosa?

- a) 2
- b) 4
- c) 6
- d) 8

(O.Q.L. Madrid 2006)

La semirreacción correspondiente a la oxidación del ácido oxálico a CO<sub>2</sub> es:



Como se observa, 1 mol de C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>O<sub>4</sub> debe perder **2 moles de electrones**.

La respuesta correcta es la **a**.

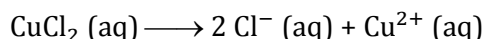
10.104. Los principales productos en la electrólisis de una disolución acuosa de CuCl<sub>2</sub> con electrodos de platino son:

- a) H<sub>2</sub> (g) en el cátodo y O<sub>2</sub> (g) en el ánodo.
- b) HCl (g) en el ánodo.
- c) Cu (s) en el cátodo y Cl<sub>2</sub> (g) en el ánodo.
- d) Cu (s) en el cátodo y O<sub>2</sub> (g) en el ánodo.

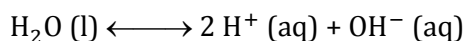
(Datos. E° (Cu<sup>2+</sup>/Cu) = 0,339 V; (Cl<sub>2</sub>/Cl<sup>-</sup>) = 1,360 V; E° (O<sub>2</sub>/H<sub>2</sub>O) = 1,230 V)

(O.Q.L. Madrid 2006)

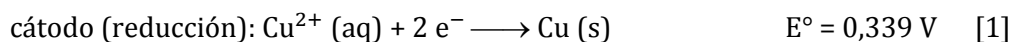
El cloruro de cobre (II) en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



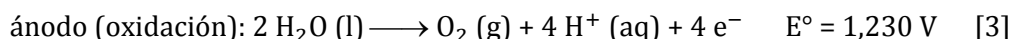
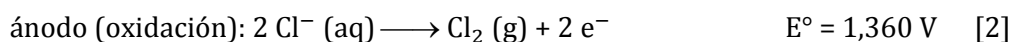
También se tiene la ionización del agua:



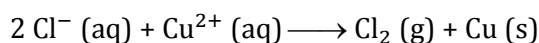
Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



Ya que de los dos iones, H<sup>+</sup> y Cu<sup>2+</sup>, es el segundo el que es más fácil de reducir por tener un potencial de reducción mayor.

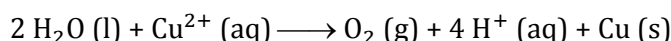


El potencial de la reacción entre [1] y [2] es:



$$E_{\text{célula}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = (0,339 \text{ V}) - (1,360 \text{ V}) = -1,021 \text{ V}$$

El potencial de la reacción entre [1] y [3] es:



$$E_{\text{célula}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = (0,339 \text{ V}) - (1,230 \text{ V}) = -0,891 \text{ V}$$

Como el segundo potencial es menor el gas que se libera en el cátodo es O<sub>2</sub>.

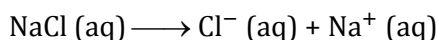
La respuesta correcta es la **d**.

10.105. Se puede obtener NaOH por electrólisis de:

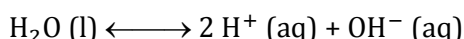
- a) NaCl sólido fundido.
- b) Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> sólido fundido.
- c) Una disolución acuosa de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.
- d) Una disolución acuosa de NaCl.

(O.Q.L. Madrid 2006)

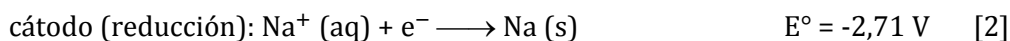
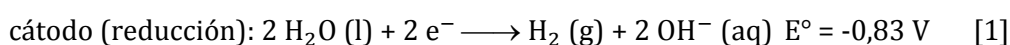
El NaCl en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



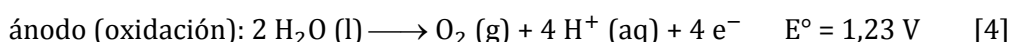
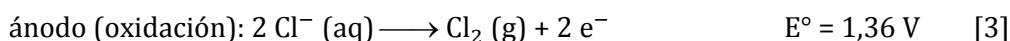
También se tiene la ionización del agua:



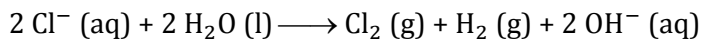
Consultando en la bibliografía los potenciales normales de electrodo, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



de ambas, se puede descartar la semirreacción [2] ya que H<sup>+</sup> es más fácil de reducir por tener un potencial de reducción mayor.

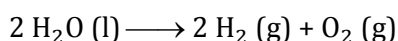


El potencial de la reacción entre [1] y [3] es:



$$E_{\text{célula}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = (-0,83 \text{ V}) - (1,36 \text{ V}) = -2,19 \text{ V}$$

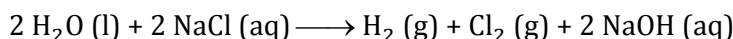
El potencial de la reacción entre [1] y [4] es:



$$E_{\text{célula}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = (-0,83 \text{ V}) - (1,23 \text{ V}) = -2,06 \text{ V}$$

Como ambos valores son similares es de esperar que en el ánodo se obtenga una mezcla de Cl<sub>2</sub> y O<sub>2</sub>. En la práctica, predomina Cl<sub>2</sub> debido a la alta sobretensión del O<sub>2</sub> comparada con la del Cl<sub>2</sub>.

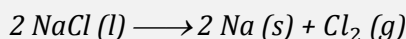
Por tanto, se puede considerar que la reacción global es:



**El NaOH (aq) se forma con los iones Na<sup>+</sup> (aq) y OH<sup>-</sup> (aq) presentes en la disolución resultante.**

La respuesta correcta es la **d**.

10.106. Calcula el potencial necesario para que se produzca la electrólisis:



a 600°C, sabiendo que  $\Delta_r H^\circ$  y  $\Delta_r S^\circ$  para esta reacción son  $820 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  y  $0,180 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ , respectivamente. Suponga que  $\Delta_r H^\circ$  y  $\Delta_r S^\circ$  no varían con la temperatura.

a) 6,87 V

b) 3,43 V

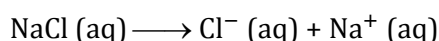
c) 1,72 V

d) 13,7 V

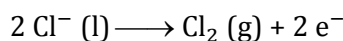
(Dato.  $F = 96489 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

(O.Q.L. Madrid 2006)

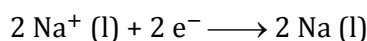
El NaCl fundido se encuentra en forma iónica de acuerdo con la ecuación:



El ánodo es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de oxidación y teniendo en cuenta que la única especie que puede oxidarse es  $\text{Cl}^-$  (l), la ecuación química correspondiente a dicho proceso es:



El cátodo es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de reducción y teniendo en cuenta que la única especie que puede reducirse es  $\text{Na}^+$  (l), la ecuación química correspondiente a dicho proceso es:



El potencial necesario para la reacción se obtiene a partir de la expresión:

$$\Delta_r G^\circ = -nFE^\circ$$

y el valor de  $\Delta_r G^\circ$  se obtiene a su vez de la expresión:

$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T\Delta_r S^\circ \longrightarrow \Delta_r G^\circ = 820 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - (600+273)\text{K} \frac{0,180 \text{ kJ}}{\text{mol}\cdot\text{K}} = 662,86 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

sustituyendo en la primera expresión:

$$E = -\frac{662,86 \text{ kJ}}{2 \cdot 96489 \text{ C}} \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = -3,43 \text{ V}$$

Como la reacción es no espontánea ( $\Delta_r G > 0$ ), E debe tener signo contrario ( $E = 3,43 \text{ V}$ ).

La respuesta correcta es la **b**.

10.107. Se realiza la electrólisis de una disolución con electrodos de vanadio. El ánodo de vanadio disminuye su masa en 173 mg cuando pasa una cantidad de carga de 975 C. ¿Cuál es el número de oxidación del vanadio en la disolución?

a) +1

b) +2

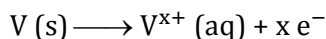
c) +3

d) +4

(Datos.  $F = 96489 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; masa molar del V =  $50,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

(O.Q.L. Madrid 2006)

El ánodo es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de oxidación y teniendo en cuenta que la única especie que puede oxidarse es el V (s), la ecuación química correspondiente a dicho proceso es:



Los moles de vanadio oxidado son:

$$173 \text{ mg V} \frac{1 \text{ g V}}{10^3 \text{ mg V}} \frac{1 \text{ mol V}}{50,9 \text{ g V}} = 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol V}$$

Los moles de electrones necesarios para la oxidación son:

$$975 \text{ C} \frac{1 \text{ mol e}^{-}}{96489 \text{ C}} = 1,01 \cdot 10^{-2} \text{ mol e}^{-}$$

Relacionando moles de vanadio oxidado con moles de electrones necesarios:

$$\frac{1,01 \cdot 10^{-2} \text{ mol e}^{-}}{3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol V}} \approx 3$$

El número de oxidación del vanadio es **+3**.

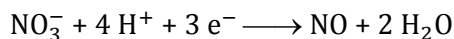
La respuesta correcta es la **c**.

*10.108. Cuando se hace reaccionar Cu con HNO<sub>3</sub>, los productos de reacción son:*

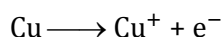
- a) CuNO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>*
- b) CuNO<sub>3</sub> + NO + H<sub>2</sub>O*
- c) CuO + H<sub>2</sub>O*
- d) CuNO<sub>3</sub> + NO*

*(O.Q.L. Madrid 2006)*

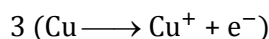
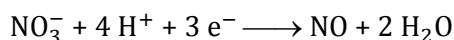
El HNO<sub>3</sub> actúa como oxidante y la semirreacción de reducción es:



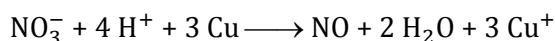
El Cu actúa como reductor y la semirreacción de oxidación es:



Igualando los electrones intercambiados:



La ecuación iónica global es:

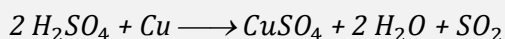


Añadiendo los iones que faltan (3 NO<sub>3</sub><sup>-</sup>) se obtiene la ecuación molecular ajustada:



La respuesta correcta es la **b**.

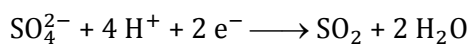
10.109. Identifique el agente oxidante en la siguiente reacción:



- a)  $\text{H}^+$   
 b)  $\text{SO}_4^{2-}$   
 c)  $\text{Cu}^{2+}$

(O.Q.L. La Rioja 2006)

El agente **oxidante** es la especie que se reduce, es decir que capta electrones. En esta reacción es el  $\text{SO}_4^{2-}$ :



La respuesta correcta es la **b**.

10.110. El número de oxidación del uranio en el nitrato de uranilo,  $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$ , es:

- a) +2  
 b) +7  
 c) +4  
 d) +5  
 e) +6

(O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. C. Valenciana 2010)

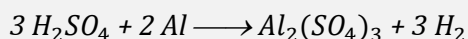
Teniendo en cuenta que en la especie dada el número de oxidación del oxígeno es -2 y del nitrógeno +5, el número de oxidación del uranio en la misma es:

$$x + 8(-2) + 2(+5) = 0 \quad \longrightarrow \quad x = +6$$

La respuesta correcta es la **e**.

(En la Rioja 2006 se hace la pregunta para el ion uranilo).

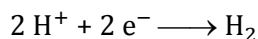
10.111. En la reacción:



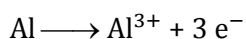
- a) No hay oxidación-reducción  
 b) Se reduce el protón  
 c) Se reduce el Al

(O.Q.L. La Rioja 2006)

▪ El agente oxidante es la especie que **se reduce**, es decir que capta electrones. En esta reacción es el  $\text{H}^+$ :



▪ El agente reductor es la especie que se oxida, es decir que cede electrones. En esta reacción es el **Al**:



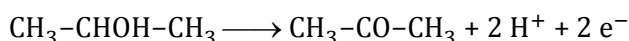
La respuesta correcta es la **b**.

10.112. Cuando se pasa de  $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$  a  $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$  tiene lugar:

- a) Una oxidación  
 b) Una reducción  
 c) No hay oxidación ni reducción

(O.Q.L. La Rioja 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a esta semirreacción es:



Se trata de una semirreacción de **oxidación** en la que el agente reductor es la especie que se oxida, es decir que cede electrones. En esta reacción es  $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$ .

La respuesta correcta es la **a**.

10.113. Indique el agente oxidante más fuerte de esta serie:  $\text{Ag}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{K}$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{H}^+$ .

a)  $\text{Al}^{3+}$

b)  $\text{H}^+$

c)  $\text{Ag}$

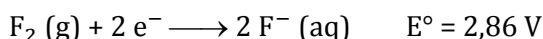
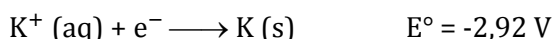
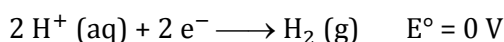
d)  $\text{K}$

e)  $\text{F}^-$

(Datos.  $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,8 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,676 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{K}^+/\text{K}) = -2,92 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{F}_2/\text{F}^-) = 2,86 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{H}^+/\text{H}_2) = 0 \text{ V}$ )

(O.Q.N. Córdoba 2007)

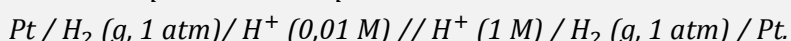
Las semirreacciones correspondientes a los potenciales de reducción dados son:



De las especies propuestas, la más oxidante es la que tiene un potencial mayor:  **$\text{H}^+$** .

La respuesta correcta es la **b**.

10.114. Calcule el potencial de la pila:



a)  $0,8 \text{ V}$

b)  $0,018 \text{ V}$

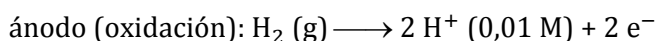
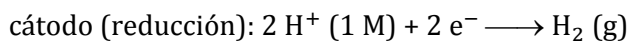
c)  $1,18 \text{ V}$

d)  $0,118 \text{ V}$

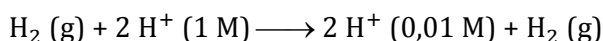
e)  $0 \text{ V}$

(O.Q.N. Córdoba 2007)

Las semirreacciones de esta pila de concentración son:



La reacción global es:



Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones  $1 \text{ M}$ , para calcular el potencial de la célula es preciso aplicar la ecuación de *Nernst*:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

El valor de  $n = 2$ , el de  $E^\circ = 0$  y la expresión de  $Q$  es:

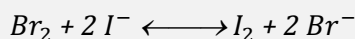
$$Q = \frac{[\text{H}^+_{(\text{ánodo})}]^2}{[\text{H}^+_{(\text{cátodo})}]^2}$$

El valor de E es:

$$E = 0 - \frac{0,0592}{2} \log \frac{(0,01)^2}{(1)^2} = \mathbf{0,118 \text{ V}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

10.115. Calcule la constante de equilibrio de la reacción:



a)  $K = 7,8 \cdot 10^7$

b)  $K = 7,8 \cdot 10^{27}$

c)  $K = 7,8 \cdot 10^{17}$

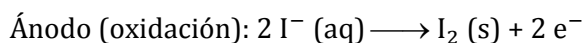
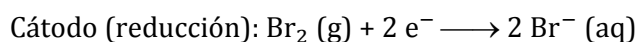
d)  $K = 1$

e)  $K = 7,8 \cdot 10^{-27}$

(Datos.  $E^\circ (\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1,065 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,536 \text{ V}$ )

(O.Q.N. Córdoba 2007)

Las semirreacciones correspondientes al proceso son:



Aplicando la ecuación de Nernst:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log K_c$$

En el equilibrio  $E = 0$  y  $Q = K_c$  con lo que la expresión anterior queda como:

$$E^\circ = \frac{0,0592}{n} \log K_c$$

El potencial de la célula se calcula mediante la expresión:

$$E^\circ = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = E^\circ_{\text{Br}_2/\text{Br}^-} - E^\circ_{\text{I}_2/\text{I}^-} = 1,065 \text{ V} - 0,536 \text{ V} = 0,529 \text{ V}$$

Sustituyendo:

$$0,529 = \frac{0,0592}{2} \log K_c \quad \longrightarrow \quad K_c = \mathbf{7,4 \cdot 10^{17}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

10.116. Se disuelve una muestra de metal (masa atómica = 157) en ácido clorhídrico y se somete a electrólisis la solución. Se encuentra que cuando han pasado por la célula 3215 C, se depositan 1,74 g de metal en el cátodo. En base a esto la carga del ion metálico es:

a) +5

b) +2

c) +3

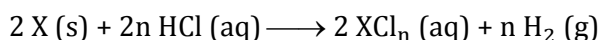
d) +4

e) -4

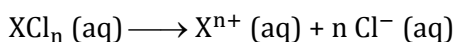
(Dato.  $F = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ )

(O.Q.N. Córdoba 2007)

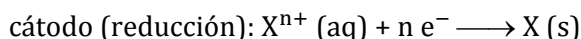
La ecuación química correspondiente a la disolución del metal X en HCl es:



Como la sal formada se encuentra ionizada por estar en disolución acuosa:



La semirreacción correspondiente a la reducción del metal es:



Relacionando la cantidad de corriente y de X:

$$3215 C \frac{1 \text{ mol } e^-}{96485 C} \frac{1 \text{ mol } X}{n \text{ mol } e^-} \frac{157 \text{ g } X}{1 \text{ mol } X} = 1,74 \text{ g } X \longrightarrow \mathbf{n = +3}$$

La respuesta correcta es la **c**.

10.117. Si se hace pasar a través de una disolución de  $NiCl_2$  la misma cantidad de electricidad que provoca el depósito de 10 g de Cu de una disolución de sulfato de cobre (II), la masa de níquel depositada será:

a) 11,24 g

b) 4,62 g

c) 3,08 g

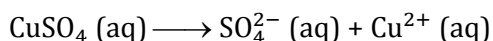
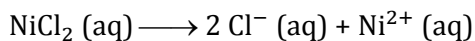
d) 9,24 g

e) 1,32 g

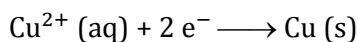
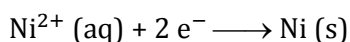
(Datos: Masas atómicas Cu = 63,54; Ni = 58,71; F = 96485 C·mol<sup>-1</sup>)

(O.Q.N. Córdoba 2007)

El cloruro de níquel (II) y el sulfato de cobre (II) en disolución acuosa se encuentran disociados de acuerdo con las ecuaciones:



Las ecuaciones químicas correspondientes a las reducciones en los respectivos cátodos son:



Relacionando moles de cobre y de electrones:

$$10 \text{ g } Cu \frac{1 \text{ mol } Cu}{63,54 \text{ g } Cu} \frac{2 \text{ mol } e^-}{1 \text{ mol } Cu} = 0,3148 \text{ mol } e^-$$

Como las cubas están conectadas en serie, el número de moles de electrones que atraviesa ambas es el mismo. Relacionando estos moles con los de Ni depositado:

$$0,3148 \text{ mol } e^- \frac{1 \text{ mol } Ni}{2 \text{ mol } e^-} \frac{58,71 \text{ g } Ni}{1 \text{ mol } Ni} = \mathbf{9,24 \text{ g } Ni}$$

La respuesta correcta es la **d**.

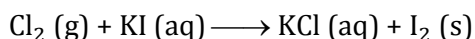


10.118. El agua del grifo contiene una pequeña cantidad de cloro. Por eso, cuando se le añade un poco de yoduro de potasio:

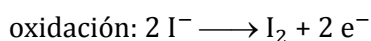
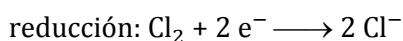
- Se pone un poco amarilla.
- Huele a ajos tiernos.
- Desprende un gas irritante.
- Huele como la hierba recién cortada.

(O.Q.L. Murcia 2007)

El  $\text{Cl}_2$  disuelto en el agua reacciona con el KI de acuerdo con la siguiente reacción redox:



Las semirreacciones correspondientes son:



La ecuación global es:



Añadiendo los iones que faltan ( $2 \text{K}^+$ ):



El color **amarillo** se debe la formación del  $\text{I}_2$  (s)

La respuesta correcta es la **a**.

10.119. El número de oxidación del azufre en la molécula de octoazufre ( $\text{S}_8$ ) es igual a:

- 1/8
- 2
- 1
- 0

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

Todo elemento en su forma atómica o molecular tiene de número de oxidación 0.

La respuesta correcta es la **d**.

10.120. Una de las especies que se proponen puede actuar de reductora:

- Flúor molecular
- Átomos de sodio metálico
- Aniones clorato
- Iones hidronio

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

Para que una especie actúe sólo como reductora debe estar en su mínimo número de oxidación de forma que sólo pueda ceder electrones y oxidarse. De las especies dadas:

- $\text{F}_2 \rightarrow$  tiene número de oxidación 0, el mínimo es -1, por tanto es oxidante.
- **Na**  $\rightarrow$  tiene número de oxidación 0, que es el mínimo que puede tener y sólo puede pasar a +1, por tanto es **reductor**.
- $\text{ClO}_3^- \rightarrow$  Cl tiene número de oxidación 5, el mínimo es -1, por tanto es oxidante.
- $\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow$  H tiene número de oxidación +1, el mínimo es -1, por tanto es oxidante.

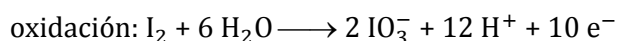
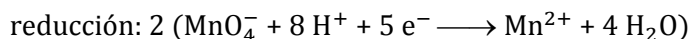
La respuesta correcta es la **b**.

10.121. Los iones permanganato ( $MnO_4^-$ ) pueden oxidar al yodo hasta yodato ( $IO_3^-$ ) en medio ácido (sulfúrico). ¿Cuántos moles de permanganato son necesarios para oxidar un mol de yodato?

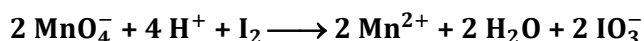
- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4

(O.Q.L. Madrid 2007)

Las semirreacciones son:

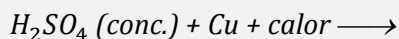


La ecuación iónica final es:



La respuesta correcta es la **b**.

10.122. Indica cuáles son los productos de la reacción:



- a)  $SO_3 + CuO + H_2O$
- b)  $CuSO_4 + SO_2 + 2 H_2O$
- c)  $CuSO_4 + SO_2 + Cu(OH)_2$
- d)  $CuSO_4 + H_2$

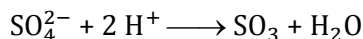
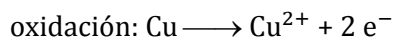
(Dato.  $E^\circ (Cu^{2+}/Cu) = 0,34 V$ )

(O.Q.L. Madrid 2007)

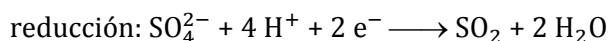
El azufre del  $H_2SO_4$  tiene su máximo número de oxidación (+6) por lo que actúa como oxidante y sólo puede reducirse hasta tener un menor número de oxidación.

Entre cobre e hidrógeno, es el primero el que posee un potencial de reducción mayor por lo que actúa como reductor y se oxida.

a) Falso. Cu se oxida a  $Cu^{2+}$ , mientras que S no cambia de número de oxidación:



b) **Verdadero**. Cu se oxida a  $Cu^{2+}$ , mientras que S se reduce a  $SO_2$ :



c) Falso. Cu se oxida a  $Cu^{2+}$ , mientras que S se reduce a  $SO_2$ , pero no puede formarse  $Cu(OH)_2$  por tratarse de un medio ácido.

d) Falso. Cu se oxida a  $Cu^{2+}$ , pero no puede formarse  $H_2$  ya que Cu tiene mayor carácter reductor.

La respuesta correcta es la **b**.

10.123. ¿Qué sucede cuando se añade hierro metálico a una disolución acuosa que contiene nitrato de plata y nitrato de bario?

- a) No se produce ninguna reacción.  
 b) El Fe se oxida y se reducen los iones  $\text{Ag}^+$  y  $\text{Ba}^{2+}$ .  
 c) El Fe se oxida y se reducen los iones  $\text{Ag}^+$ .  
 d) El Fe se oxida y se reducen los iones  $\text{Ba}^{2+}$ .

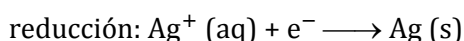
(O.Q.L. Madrid 2007)

Sin datos de potenciales de reducción y teniendo en cuenta la posición de los elementos bario y plata en la tabla se puede deducir que el bario se encuentra más a la izquierda (grupo 2) en la tabla por lo que tiene mayor carácter reductor que la plata (grupo 11), mientras que el hierro, elemento que se oxida se encuentra entre ambos (grupo 8).

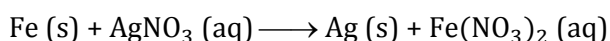
Por este motivo, el **Fe** es el elemento que **se oxida**:



Como el carácter reductor de **Ag<sup>+</sup>** es menor, es la especie que **se reduce**:



La reacción global que tiene lugar es:



Los iones  $\text{Ba}^{2+}$  y  $\text{NO}_3^-$  permanecen inalterados ya que son más difíciles de reducir que el ion  $\text{Ag}^+$ .

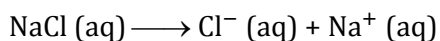
La respuesta correcta es la **c**.

10.124. En la electrólisis de una disolución acuosa de NaCl con electrodos de platino:

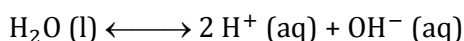
- a) Se desprende hidrógeno en el ánodo y cloro en el cátodo.  
 b) Se desprende oxígeno en el ánodo y cloro en el cátodo.  
 c) Se obtiene hidrógeno en el cátodo, cloro en el ánodo y NaOH en la cuba electrolítica.  
 d) Se obtiene hidrógeno en el cátodo, cloro y oxígeno en el ánodo.

(O.Q.L. Madrid 2007)

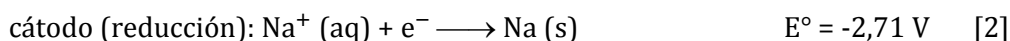
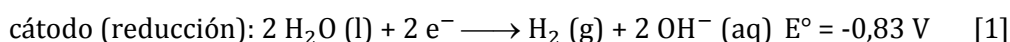
El NaCl en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



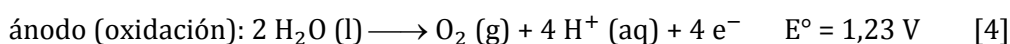
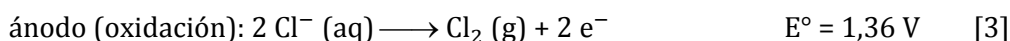
También se tiene la ionización del agua:



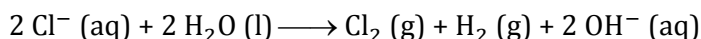
Consultando en la bibliografía los potenciales normales de electrodo, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



de ambas, se puede descartar la semirreacción [2] ya que  $\text{H}^+$  es más fácil de reducir por tener un potencial de reducción mayor.

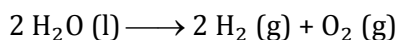


El potencial de la reacción entre [1] y [3] es:



$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ} = (-0,83 \text{ V}) - (1,36 \text{ V}) = -2,19 \text{ V}$$

El potencial de la reacción entre [1] y [4] es:



$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ} = (-0,83 \text{ V}) - (1,23 \text{ V}) = -2,06 \text{ V}$$

Como ambos valores son similares es de esperar que en el ánodo se obtenga una mezcla de  $\text{Cl}_2$  y  $\text{O}_2$ . En la práctica, predomina  $\text{Cl}_2$  debido a la alta sobretensión del  $\text{O}_2$  comparada con la del  $\text{Cl}_2$ .

Por tanto, se puede considerar que la reacción global es:



Se desprenden: **ánodo:  $\text{Cl}_2$  (g), cátodo:  $\text{H}_2$  (g).** Queda  **$\text{NaOH}$  (aq) en la cuba.**

La respuesta correcta es la **c**.

10.125. A la vista de los potenciales redox que se indican:

$$E^{\circ} (\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}) = -0,44 \text{ V}, E^{\circ} (\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$$

El potencial del par  $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}$  es:

a) + 0,037 V

b) -0,037 V

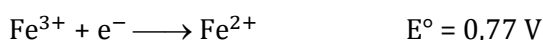
c) -0,330 V

d) + 0,330 V

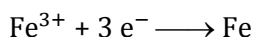
e) + 0,110 V

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Dados los potenciales de reducción correspondientes a las semirreacciones:



El potencial correspondiente a la semirreacción:



se puede calcular de acuerdo con la expresión:

$$\Delta G_{\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}}^{\circ} = (\Delta G_{\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}}^{\circ}) + (\Delta G_{\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}}^{\circ})$$

Como  $\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$  la expresión anterior queda como:

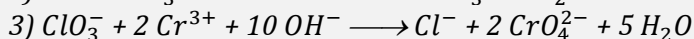
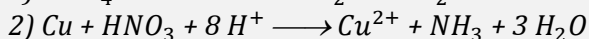
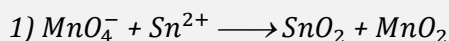
$$(-3 \cdot F \cdot E_{\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}}^{\circ}) = (-2 \cdot F \cdot E_{\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}}^{\circ}) + (-F \cdot E_{\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}}^{\circ})$$

Simplificando y sustituyendo los valores de potenciales de reducción:

$$3 E_{\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}}^{\circ} = 2 (-0,44 \text{ V}) + (0,77 \text{ V}) \quad \longrightarrow \quad E_{\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}}^{\circ} = -0,037 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la **b**.

10.126. ¿Cuáles de las siguientes reacciones están correctamente ajustadas?



a) 3 y 4

b) 1 y 2

c) Todas

d) Ninguna

(O.Q.L. Asturias 2007)

1) No ajustada. Cumple el balance de materia pero no cumple el balance de carga.

2) No ajustada. Cumple el balance de materia pero no cumple el balance de carga.

3) **Ajustada**. Cumple los balances de materia y de carga.

4) **Ajustada**. Cumple los balances de materia y de carga.

La respuesta correcta es la **a**.

10.127. En la ecuación:



La masa equivalente del agente oxidante será:

a) Masa molecular/2

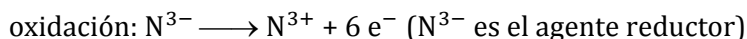
b) Masa molecular/6

c) Masa molecular

d) Masa molecular/3

(O.Q.L. Asturias 2007)

Las semirreacciones que tiene lugar son:



La masa equivalente del agente oxidante es su **masa molecular dividida por** el número de electrones intercambiados, en este caso, **2**.

La respuesta correcta es la **a**.

10.128. El índice o número de oxidación del carbono en el ion  $C_2O_4^{2-}$  es:

a) +2

b) -2

c) +3

d) +4

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Sabiendo que el número de oxidación del O es, habitualmente, -2, y que en un ion la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran coincide con la carga del mismo, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$2 (x) + 4 (-2) = -2 \quad \longrightarrow \quad x = +3$$

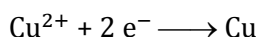
La respuesta correcta es la **c**.

10.129. La descarga de un catión en el cátodo, durante un proceso electrolítico:

- Es una reducción.
- Es una oxidación.
- Es una ionización.
- No es un proceso de oxidación-reducción.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

En cualquier tipo de célula, tanto electroquímica como electrolítica, el cátodo es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de **reducción**. Por ejemplo:



La respuesta correcta es la **a**.

10.130. Considerando los siguientes potenciales:

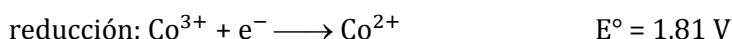
$$E^{\circ}(\text{Co}^{3+}/\text{Co}^{2+}) = 1,81 \text{ V} \quad E^{\circ}(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2) = 0,68 \text{ V} \quad E^{\circ}(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$$

¿Qué ocurre al preparar una disolución acuosa de  $\text{Co}^{3+}$ ?

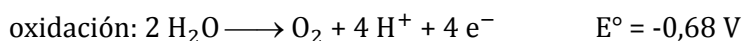
- No pasa nada.
- Se reduce el oxígeno del aire con formación de agua oxigenada.
- Se oxida el agua con desprendimiento de  $\text{O}_2$ .
- Se reduce el oxígeno del aire con formación de agua.
- Se reduce el agua con desprendimiento de hidrógeno.

(O.Q.N. Castellón 2008)

El  $\text{Co}^{3+}$ , por tener mayor potencial que el resto de las especies propuestas, se comporta como oxidante del  $\text{H}_2\text{O}$  de acuerdo con las siguientes semirreacciones:

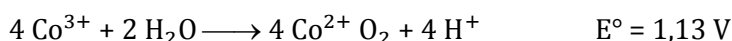


$\text{Co}^{3+}$  se comporta como oxidante ya que gana electrones y se reduce a  $\text{Co}^{2+}$ .



$\text{H}_2\text{O}$  se comporta como reductor ya que cede electrones y **se oxida a  $\text{O}_2$** .

La reacción global es:



El potencial correspondiente a la reacción es  $E^{\circ} > 0$ , por tanto, como  $\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ} < 0$  se trata de un proceso espontáneo.

La respuesta correcta es la **c**.

10.131. Un procedimiento para obtener flúor en el laboratorio es:

- Reducir con litio una disolución acuosa de fluoruro de calcio.
- Oxidar con permanganato de potasio una disolución acuosa de fluoruro de calcio.
- Electrólisis de disoluciones acuosas de fluoruros solubles.
- Electrólisis de fluoruros sólidos fundidos.
- Ninguno de los procedimientos anteriores.

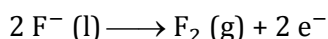
(O.Q.N. Castellón 2008)

a) Falso. El flúor es el elemento más oxidante del sistema periódico por lo que si una disolución acuosa de fluoruro de calcio es tratada con litio, el reductor más fuerte que existe, será imposible que los iones fluoruro sean oxidados a flúor y serán los iones  $\text{H}^{+}$  del agua los que sean reducidos a  $\text{H}_2$ .

b) Falso. Como el flúor es el elemento más oxidante del sistema periódico, es imposible que los iones permanganato, oxidante más débil, sean capaces de oxidar los iones fluoruro a flúor.

c) Falso. La electrólisis de una disolución acuosa de fluoruro de calcio no produce el desprendimiento de flúor en el ánodo de la cuba electrolítica ya que los iones  $\text{OH}^-$  del agua son más fáciles de oxidar a  $\text{O}_2$ .

d) **Verdadero**. En la electrólisis del fluoruro de calcio fundido se produce el desprendimiento de flúor en el ánodo de la cuba electrolítica de acuerdo con la ecuación:



e) Falso. La propuesta es absurda.

La respuesta correcta es la **d**.

10.132. De las siguientes parejas de sustancias propuestas, indica la que está constituida por una especie que sólo puede actuar como oxidante y otra que sólo puede actuar como reductor:

- a)  $\text{MnO}$ ,  $\text{S}^{2-}$
- b)  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{S}$
- c)  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$
- d)  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{S}^{2-}$
- e)  $\text{ClO}_3^-$ ,  $\text{S}$

(O.Q.N. Castellón 2008)

Para que una sustancia pueda actuar sólo como oxidante debe encontrarse en su máximo estado de oxidación de forma que únicamente pueda reducirse.

De forma análoga, para que una sustancia pueda actuar sólo como reductor debe encontrarse en su mínimo estado de oxidación de forma que únicamente pueda oxidarse.

- a)  $\left[ \begin{array}{l} \text{MnO} \text{ (estado de oxidación Mn: +2)} \longrightarrow \text{no es máximo} \\ \text{S}^{2-} \text{ (estado de oxidación S: -2)} \longrightarrow \text{sí es mínimo} \end{array} \right.$
- b)  $\left[ \begin{array}{l} \text{H}_2\text{O}_2 \text{ (estado de oxidación O: -1)} \longrightarrow \text{no es máximo} \\ \text{S} \text{ (estado de oxidación S: 0)} \longrightarrow \text{no es mínimo} \end{array} \right.$
- c)  $\left[ \begin{array}{l} \text{HNO}_3 \text{ (estado de oxidación N: +5)} \longrightarrow \text{sí es máximo} \\ \text{SO}_3^{2-} \text{ (estado de oxidación S: +4)} \longrightarrow \text{no es mínimo} \end{array} \right.$
- d)  $\left[ \begin{array}{l} \text{HNO}_3 \text{ (estado de oxidación N: +5)} \longrightarrow \text{sí es máximo} \\ \text{S}^{2-} \text{ (estado de oxidación S: -2)} \longrightarrow \text{sí es mínimo} \end{array} \right.$
- e)  $\left[ \begin{array}{l} \text{ClO}_3^- \text{ (estado de oxidación Cl: +5)} \longrightarrow \text{no es máximo} \\ \text{S} \text{ (estado de oxidación S: 0)} \longrightarrow \text{no es mínimo} \end{array} \right.$

La respuesta correcta es la **d**.

10.133. Un procedimiento para obtener nitrógeno en el laboratorio es:

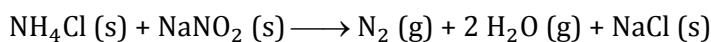
- a) Pasar una corriente de aire a través de ácido sulfúrico concentrado y caliente.
- b) Pasar una corriente de aire a través de una disolución de  $\text{KMnO}_4$ .
- c) Calentar una mezcla de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  y  $\text{NaNO}_2$  sólidos.
- d) Adicionar una disolución de  $\text{NaOH}$  sobre una disolución de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .
- e) Pasar una corriente de  $\text{H}_2$  y aire a través de una disolución de  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ .

(O.Q.N. Castellón 2008)

a) Falso. El ácido sulfúrico es un agente deshidratante y lo único que haría sería eliminar el vapor de agua del aire.

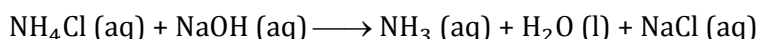
b) Falso. El  $\text{KMnO}_4$  es un agente oxidante que no sería capaz de oxidar a ninguno de los componentes del aire.

c) **Verdadero**. La ecuación química correspondiente a la reacción entre el  $\text{NH}_4\text{Cl}$  y  $\text{NaNO}_2$  es:



Se trata de una reacción de redox entre un reductor ( $\text{NH}_4^+$ ) y un oxidante ( $\text{NO}_2^-$ ) en la que ambos se transforman en  $\text{N}_2$ .

d) Falso. La ecuación química correspondiente a la reacción entre el  $\text{NH}_4\text{Cl}$  y  $\text{NaOH}$  es:



Se trata de una reacción de neutralización entre un ácido débil ( $\text{NH}_4^+$ ) y una base fuerte ( $\text{NaOH}$ ).

e) Falso. El  $\text{H}_2$  es un reductor lo mismo que el  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  y no reaccionan para producir  $\text{N}_2$ .

La respuesta correcta es la **c**.

10.134. Se introduce un electrodo de plata en una disolución saturada de cloruro de plata. Calcula el potencial del par  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  teniendo en cuenta:

$$E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,8 \text{ V}$$

$$K_{ps} \text{ AgCl} = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

a) 0,81 V

b) 1,09 V

c) 0,51 V

d) 0,73 V

e) 0,62 V

(O.Q.N. Castellón 2008)

El equilibrio de solubilidad de  $\text{AgCl}$  es:



El producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , del  $\text{AgCl}$  es:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$$

Los valores  $[\text{Ag}^+]$  y  $[\text{Cl}^-]$  son los correspondientes a los de la disolución saturada de  $\text{AgCl}$  (sat):

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = s^2$$

siendo  $s$  la solubilidad del  $\text{AgCl}$ .

Sustituyendo se obtiene:

$$[\text{Ag}^+] = s = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-10}} = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la célula es preciso aplicar la ecuación de *Nernst*:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{reducida}]}{[\text{oxidada}]}$$



Sustituyendo:

$$E = 0,80 - \frac{0,0592}{1} \log \frac{1}{1,34 \cdot 10^{-5}} = \mathbf{0,51 \text{ V}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

10.135. Un oxidante es aquel que:

- a) Siempre contiene oxígeno.
- b) Se reduce fácilmente durante la reacción.
- c) Se oxida fácilmente.
- d) Se reduce frente al agua.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

El **oxidante** es la especie química que **gana electrones** y se reduce; el **reductor** es la especie química que cede electrones y **se oxida**, por tanto, existe una transferencia de electrones del reductor al oxidante.

La respuesta correcta es la **b**.

10.136. Indica cuál de las afirmaciones que se dan es la correcta:

- a) Un reductor se reduce oxidando a un oxidante.
- b) Un oxidante se reduce oxidando a un reductor.
- c) Un oxidante reduce a un reductor y él se oxida.
- d) Un reductor se oxida oxidando a un oxidante.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

- a) Falso. Un reductor se oxida reduciendo a un oxidante
- b) **Verdadero**. Un oxidante se reduce oxidando a un reductor
- c) Falso. Un oxidante oxida a un reductor y se oxida
- d) Falso. Un reductor se oxida reduciendo a un oxidante

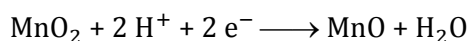
La respuesta correcta es la **b**.

10.137. En uno de los procesos siguientes se precisa de un reductor:

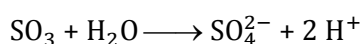
- a) Bióxido de manganeso  $\longrightarrow$  Óxido de manganeso (II)
- b) Trióxido de azufre  $\longrightarrow$  Ácido sulfúrico
- c) Carbonato de calcio  $\longrightarrow$  Óxido de calcio
- d) Dióxido de titanio  $\longrightarrow$  Cation divalente del monóxido de titanio

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

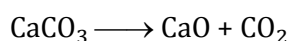
a) **Verdadero**. La semirreacción propuesta es de reducción ya que el dióxido de manganeso gana electrones y se reduce:



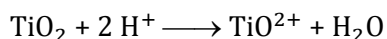
b) Falso. La semirreacción propuesta no es de reducción ya que no se intercambian electrones entre las especies:



c) Falso. La semirreacción propuesta no es de reducción ya que no se intercambian electrones entre las especies:



d) Falso. La semirreacción propuesta no es de reducción ya que no se intercambian electrones entre las especies:



La respuesta correcta es la **a**.

10.138. El número de oxidación del O en el peróxido de hidrógeno ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) es:

- a) -2
- b) -1
- c) +1
- d) +2

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Teniendo en cuenta que en la especie dada el número de oxidación del hidrógeno es +1, el número de oxidación del oxígeno en la misma es:

$$2(+1) + 2(x) = 0 \quad \longrightarrow \quad x = -1$$

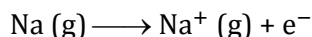
La respuesta correcta es la **b**.

10.139. ¿Cuál de las siguientes especies químicas actúa solamente como agente reductor?

- a) Na
- b)  $\text{Cl}_2$
- c) S
- d)  $\text{SO}_3^{2-}$

(O.Q.L. Madrid 2008)

a) **Verdadero**. De todas las especies propuestas la única que puede actuar sólo como agente reductor es el Na ya que sólo puede oxidarse a  $\text{Na}^+$ :



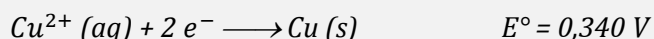
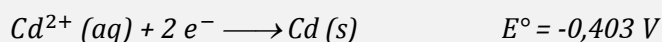
b) Falso.  $\text{Cl}_2$  es uno de los agentes oxidante más fuerte que existe y solo puede reducirse a  $\text{Cl}^-$ .

c) Falso. S puede oxidarse a  $\text{S}^{4+}$  o  $\text{S}^{6+}$ , o bien reducirse a  $\text{S}^{2-}$ .

d) Falso.  $\text{SO}_3^{2-}$  puede oxidarse a  $\text{S}^{6+}$ , o bien reducirse a S o  $\text{S}^{2-}$ .

La respuesta correcta es la **a**.

10.140. Una célula galvánica que implica las siguientes semirreacciones en condiciones estándar:



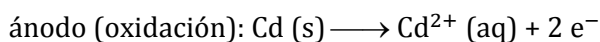
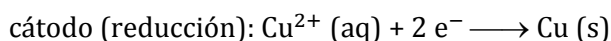
tiene un potencial estándar,  $E^\circ$ :

- a) -0,743 V
- b) 0,743 V
- c) 0,063 V
- d) 0,0936 V

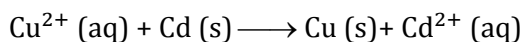
(O.Q.L. Madrid 2008)

El sistema que tiene mayor potencial se comporta como oxidante (se reduce) y el de menor como reductor (se oxida):

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



La reacción global es:



El potencial normal de la célula se calcula mediante la expresión:

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}$$

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} - E_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}^{\circ} = (0,340 \text{ V}) - (-0,403 \text{ V}) = \mathbf{0,743 \text{ V}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

10.141. Cuando el hierro elemental se oxida:

- Aumenta el número de electrones.
- Disminuye el número de protones.
- Se forma un ion con carga negativa.
- Disminuye el número de electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La oxidación es el proceso en el que una especie química cede electrones y, por tanto, aumenta su número de oxidación. En el caso del hierro:



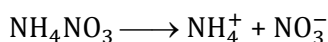
La respuesta correcta es la **d**.

10.142. Los estados formales de oxidación del nitrógeno en el nitrato de amonio,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , son:

- +3 y -3
- +3 y -5
- 3 y +5
- 3 y -5

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

El  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  se disocia en iones de acuerdo con la ecuación:



▪ En el ion  $\text{NH}_4^{+}$ , es preciso tener en cuenta que el número de oxidación del hidrógeno es +1, por lo que el número de oxidación del nitrógeno es:

$$x + 4 (+1) = +1 \longrightarrow x = \mathbf{-3}$$

▪ En el ion  $\text{NO}_3^{-}$ , es preciso tener en cuenta que el número de oxidación del oxígeno es -2, por lo que el número de oxidación del nitrógeno es:

$$x + 3 (-2) = -1 \longrightarrow x = \mathbf{+5}$$

La respuesta correcta es la **c**.

10.143. Un agente reductor:

- a) Contiene un elemento cuyo estado de oxidación disminuye en la reacción redox.
- b) Contiene un elemento cuyo estado de oxidación aumenta en la reacción redox.
- c) Contiene un elemento que gana electrones en la reacción.
- d) Los elementos que lo constituyen no modifican su estado de oxidación.

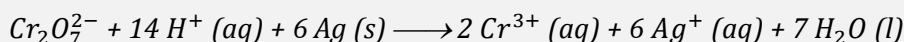
(O.Q.L. Castilla y León 2008)

El reductor es la especie química que cede electrones y se oxida, por tanto, aumenta su estado de oxidación. Por ejemplo, en el caso del Zn:



La respuesta correcta es la **b**.

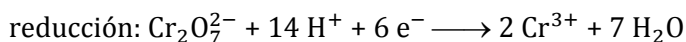
10.144. Para la siguiente reacción ajustada:



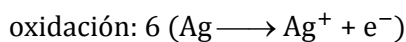
- a) Ag (s) es el agente oxidante.
- b) Ag<sup>+</sup> es el agente reductor.
- c) H<sup>+</sup> se oxida.
- d) Cr<sup>6+</sup> se reduce.

(O.Q.L. Madrid 2008)

Las semirreacciones son:



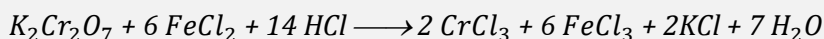
El ion Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> (**Cr<sup>6+</sup>**) es el oxidante que gana electrones y **se reduce**.



El metal Ag es el reductor que cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **d**.

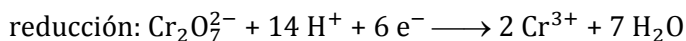
10.145. En la reacción:



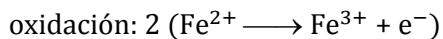
- a) Los aniones Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> actúan como reductores.
- b) Los iones Fe<sup>2+</sup> actúan como oxidantes.
- c) Los iones Cl<sup>-</sup> actúan como reductores.
- d) Los iones Fe<sup>2+</sup> se oxidan.

(O.Q.L. Asturias 2008)

Las semirreacciones son:



Los iones Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> actúan como oxidantes que ganan electrones y se reducen.



Los iones **Fe<sup>2+</sup> actúan como reductores** que ceden electrones y se oxidan.

La respuesta correcta es la **d**.

10.146. En una reacción redox, el oxidante:

- a) Cede electrones al reductor, que se oxida.
- b) Recibe electrones del reductor, que se oxida.
- c) Cede electrones al reductor, que se reduce.
- d) Recibe electrones del reductor, que se reduce.

(O.Q.L. Asturias 2008)

El **oxidante** es la especie química que **gana electrones** y se reduce; el **reductor** es la especie química que cede electrones y **se oxida**, por tanto, existe una transferencia de electrones del reductor al oxidante.

La respuesta correcta es la **b**.

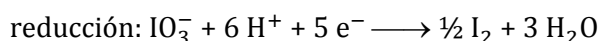
10.147. El peso equivalente del  $\text{NaIO}_3$ , cuando se utiliza en una reacción en la que el ion yodato, se convierte en yodo molecular, es igual a:

- a) 39,6
- b) 79,2
- c) 198,0
- d) 396,0

(Masas atómicas: Na = 23,0; I = 127,0; O = 16,0)

(O.Q.L. Asturias 2008)

La semirreacción de reducción del ion yodato es:

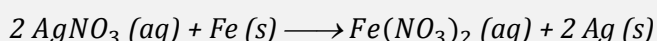


El peso equivalente del  $\text{NaIO}_3$  es:

$$\frac{1 \text{ mol NaIO}_3}{5 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{198 \text{ g NaIO}_3}{1 \text{ mol NaIO}_3} = \mathbf{39,6 \text{ g}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

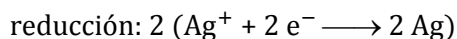
10.148. Indica si son verdaderas las siguientes afirmaciones en la reacción:



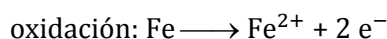
- a) Los cationes  $\text{Ag}^+$  actúan como reductores.
- b) Los aniones  $\text{NO}_3^-$  actúan como oxidantes.
- c)  $\text{Fe} (\text{s})$  es el oxidante.
- d)  $\text{Fe} (\text{s})$  se ha oxidado a  $\text{Fe}^{2+}$ .
- e) Los cationes  $\text{Ag}^+$  se han reducido a  $\text{Ag} (\text{s})$ .

(O.Q.L. Canarias 2008)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



El **cación  $\text{Ag}^+$**  se comporta como oxidante que gana electrones y **se reduce a  $\text{Ag}$** .



El metal **Fe** se comporta como reductor que cede electrones y **se oxida a  $\text{Fe}^{2+}$** .

Las respuestas correctas son **d** y **e**.

10.149. El bromo se encuentra en el estado de oxidación +3 en el compuesto:

- a)  $\text{HBrO}_3$
- b)  $\text{NH}_4\text{Br}$
- c)  $\text{HBrO}_2$
- d)  $\text{HBr}$

(O.Q.L. La Rioja 2008)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es -2, del hidrógeno +1, y del nitrógeno -3, el número de oxidación del bromo en las mismas es:

- a) En el  $\text{HBrO}_3$ :  $1(+1) + x + 3(-2) = 0 \longrightarrow x = +5$
- b) En el  $\text{NH}_4\text{Br}$ :  $1(-3) + 4(+1) + x = 0 \longrightarrow x = -1$
- c) En el  **$\text{HBrO}_2$** :  $1(+1) + x + 2(-2) = 0 \longrightarrow x = +3$
- d) En el  $\text{HBr}$ :  $1(+1) + x = 0 \longrightarrow x = -1$

La respuesta correcta es la **c**.

10.150. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es FALSA?

Se denomina reductor a aquellas sustancias que:

- a) Se oxida.
- b) Obliga a otros compuestos a captar electrones.
- c) Pierde electrones.
- d) Obliga a otros compuestos a oxidarse.

(O.Q.L. La Rioja 2008)

a-c) Verdadero. El reductor es la especie química que pierde electrones y se oxida.

b) Verdadero. El reductor es la especie química que cede electrones al oxidante que los capta.

d) **Falso**. El reductor es la especie química que reduce al oxidante.

La respuesta correcta es la **d**.

10.151. ¿Cuál es el número de oxidación del Mn en la sal hidratada:  $\text{CsMn}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ ?

- a) +1
- b) +2
- c) +3
- d) +4
- e) +5

(O.Q.N. Ávila 2009)

Sabiendo que los números de oxidación del Cs y O son, respectivamente, +1 y -2, que el número de oxidación del S en los sulfatos es +6, y que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0 se puede plantear la siguiente ecuación:

$$1(+1) + x + 2(+6) + 8(-2) = 0 \longrightarrow x = +3$$

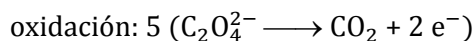
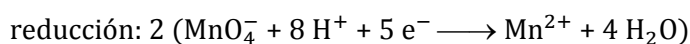
La respuesta correcta es la **c**.

10.152. Para estandarizar las disoluciones de  $\text{KMnO}_4$  se utiliza el oxalato sódico,  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  (s). ¿Cuántos electrones se necesitan en la ecuación redox ajustada para esta valoración?

- a) 2
- b) 4
- c) 5
- d) 10
- e) 12

(O.Q.N. Ávila 2009)

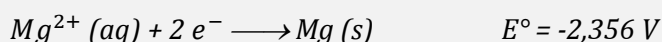
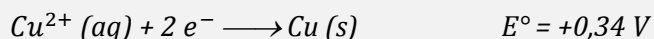
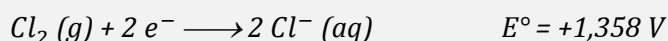
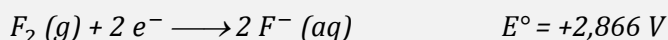
Las semirreacciones ajustadas son:



Se intercambian **10 electrones**.

La respuesta correcta es la **d**.

10.153. Dados los siguientes potenciales estándar, ¿cuál de las siguientes especies es mejor agente oxidante?



- a)  $\text{Cu} (\text{s})$
- b)  $\text{Mg}^{2+} (\text{aq})$
- c)  $\text{Cl}_2 (\text{g})$
- d)  $\text{F}^- (\text{aq})$
- e)  $\text{F}_2 (\text{g})$

(O.Q.N. Ávila 2009)

El agente oxidante más fuerte es aquel que tiene el potencial normal de electrodo más grande. De los valores dados el mayor le corresponde al **F<sub>2</sub> (g)**. Esta especie es el oxidante más fuerte que existe.

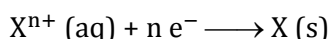
La respuesta correcta es la **e**.

10.154. ¿Cuál de los siguientes metales: Cs, Cu, Mg, Al y Ag, necesita mayor cantidad de electricidad por tonelada de metal producido durante la electrólisis?

- a) Cs
- b) Cu
- c) Mg
- d) Al
- e) Ag

(O.Q.N. Ávila 2009)

La ecuación química correspondiente a la reducción del metal X en el cátodo es:



Relacionando moles de metal y de electrones:

$$10^6 \text{ g X} \frac{1 \text{ mol X}}{\text{M g X}} \frac{n \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol X}} = \frac{10^6 n}{\text{M}} \text{ mol e}^-$$

Se necesita mayor cantidad de electricidad para aquel metal que tenga menor masa atómica (M) y mayor número de oxidación (n).

De los elementos dados, el que mejor cumple esa condición es el **Al**, un elemento del tercer periodo (**baja masa atómica**) y **número de oxidación elevado (+3)**.

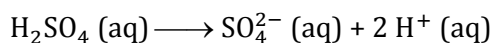
La respuesta correcta es la **d**.

10.155. Se electroliza una disolución acuosa de  $H_2SO_4$  utilizando electrodos de Pt.

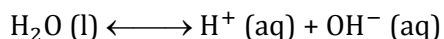
- a) Se desprenden  $SO_3$  en el ánodo.
- b) Se desprenden  $SO_2$  en el ánodo.
- c) Se desprenden hidrógeno en el cátodo.
- d) No se observa el desprendimiento de gases.
- e) Se desprenden hidrógeno en el ánodo y oxígeno en el cátodo.

(O.Q.N. Ávila 2009)

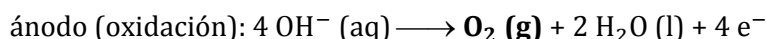
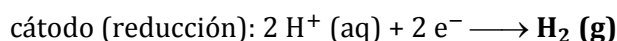
El ácido sulfúrico en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



además, la presencia del ácido sulfúrico favorece la ionización del agua:



Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



El ion  $H^+$  se reduce más fácilmente que el ion sulfato ya que tiene un potencial normal de electrodo menor.

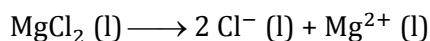
La respuesta correcta es la **c**.

10.156. El magnesio metálico se puede obtener por:

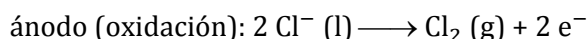
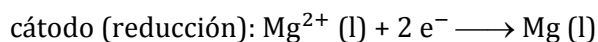
- a) Electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de magnesio.
- b) Hidrólisis de una disolución acuosa de carbonato de magnesio.
- c) Electrólisis de cloruro de magnesio fundido.
- d) Descomposición térmica de carbonato de magnesio.
- e) Por reducción de una disolución acuosa de cloruro de magnesio con sodio.

(O.Q.N. Ávila 2009)

El cloruro de cesio fundido,  $MgCl_2 (l)$ , se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



Si se realiza una electrólisis, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Barcelona 2001).



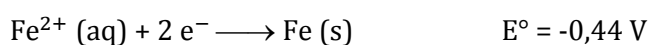
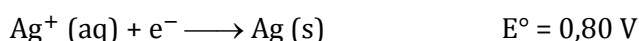
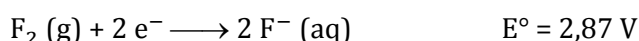
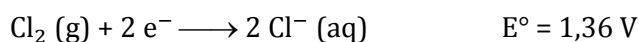
10.157. ¿Cuál de las siguientes especies es más reductora?

- a)  $\text{Cl}^-$
- b)  $\text{F}_2$
- c)  $\text{Ag}$
- d)  $\text{Fe}$

(Datos.  $E^\circ (\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{F}_2/\text{F}^-) = 2,87 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ )

(O.Q.L. Madrid 2009)

Las semirreacciones correspondientes a los potenciales de reducción dados son:



De las especies dadas, la más reductora es la que tiene un potencial menor: **Fe**.

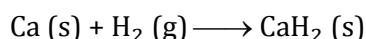
La respuesta correcta es la **d**.

10.158. El hidrógeno se comporta como oxidante cuando reacciona con:

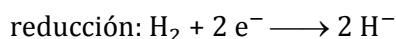
- a) Calcio para dar hidruro de calcio.
- b) Bromo para dar bromuro de hidrógeno.
- c) Nitrógeno para dar amoníaco.
- d) Azufre para dar sulfuro de hidrógeno.

(O.Q.L. Madrid 2009)

a) **Verdadero**. En la reacción entre  $\text{H}_2$  y  $\text{Ca}$ , el hidrógeno se comporta como oxidante ya que gana un electrón y se reduce a ion  $\text{H}^-$ :



Las semirreacciones son:



b-c-d) Falso. En las reacciones entre  $\text{H}_2$  y  $\text{Br}_2$ ,  $\text{N}_2$  y  $\text{S}$ , el hidrógeno se comporta como reductor ya que cede un electrón y se oxida a ion  $\text{H}^+$ .

La respuesta correcta es la **a**.

10.159. En el siguiente proceso siderúrgico:

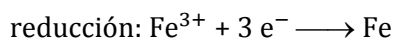


¿Cuál de las siguientes proposiciones es correcta?

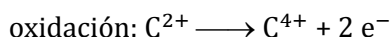
- a) El hierro se reduce.
- b) El carbono se reduce.
- c) El oxígeno se reduce.
- d) El hierro se oxida.

(O.Q.L. Madrid 2009)

Las semirreacciones son:



El ion  $\text{Fe}^{3+}$  es la especie que gana electrones y **se reduce**.



El carbono es la especie que cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **a**.

10.160. ¿En qué compuesto el estado formal de oxidación del nitrógeno es -2?

- a)  $\text{NH}_3$
- b)  $\text{HNO}_3$
- c)  $\text{NO}_2$
- d)  $\text{N}_2\text{H}_4$

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es -2, del hidrógeno +1, el número de oxidación del nitrógeno en las mismas es:

- a) En el  $\text{NH}_3$ :  $x + 3(+1) = 0 \longrightarrow x = -3$
- b) En el  $\text{HNO}_3$ :  $1(+1) + x + 3(-2) = 0 \longrightarrow x = +5$
- c) En el  $\text{NO}_2$ :  $x + 2(-2) = 0 \longrightarrow x = +4$
- d) En el  $\text{N}_2\text{H}_4$ :  $2(x) + 4(+1) = 0 \longrightarrow x = -2$

La respuesta correcta es la **d**.

10.161. ¿Cuál es el estado de oxidación del manganeso en el ion manganato,  $\text{MnO}_4^{2-}$ ?

- a) +6
- b) +4
- c) -6
- d) +7

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Teniendo en cuenta que en el número de oxidación del oxígeno es -2, el número de oxidación del manganeso es:

$$x + 4(-2) = -20 \longrightarrow x = +6$$

La respuesta correcta es la **a**.

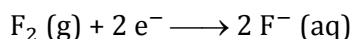
10.162. Un agente oxidante es aquel que:

- a) Siempre contiene oxígeno.
- b) Se reduce durante la reacción.
- c) Se oxida fácilmente.
- d) Se oxida sólo en presencia de un agente reductor.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

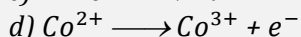
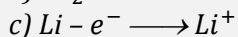
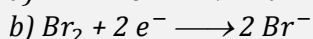
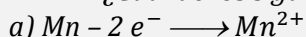
El oxidante es la especie química que gana electrones procedentes del reductor y se reduce.

No tiene necesariamente que contener oxígeno, un ejemplo claro de ello son los halógenos, elementos que son excelentes oxidantes:



La respuesta correcta es la **b**.

10.163. ¿Cuál de los siguientes procesos NO corresponde a una oxidación?



(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

Una oxidación es un proceso en el que una especie pierde electrones y aumenta su número de oxidación.

En las semirreacciones a), c) y d) los elementos Mn, Li y Co, respectivamente, ceden electrones y aumentan su número de oxidación, por tanto, se trata de oxidaciones.

En la semirreacción b) el **Br capta electrones** y disminuye su número de oxidación, por tanto, se trata de una **reducción**.

La respuesta correcta es la **b**.

10.164. Indica cuál de las siguientes afirmaciones es INCORRECTA:

a) Un oxidante es una sustancia que gana electrones.

b) Un oxidante es una sustancia que obliga a otros compuestos a reducirse.

c) Un oxidante es una sustancia que obliga a otros compuestos a ceder electrones.

d) Un oxidante es una sustancia que se reducirá.

(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

a-c-d) Correcto. El oxidante es la especie química que gana electrones procedentes del reductor y se reduce.

b) **Incorrecto**. El oxidante es la especie química que oxida al reductor.

La respuesta correcta es la **b**.

10.165. Determinar los estados de oxidación del nitrógeno en las siguientes especies:  $N_2O_4$ ,  $NO_3^-$ ,  $N_2$ .

a) 4, 5, 0

b) 4, 5, 1

c) 3, 5, 0

d) 3, 4 0

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es -2, el número de oxidación del nitrógeno en las mismas es:

$$\text{En el } N_2O_4: \quad 2(x) + 4(-2) = 0 \quad \longrightarrow \quad x = +4$$

$$\text{En el } NO_3^-: \quad x + 3(-2) = -1 \quad \longrightarrow \quad x = +5$$

$$\text{En el } N_2: \quad 2(x) = 0 \quad \longrightarrow \quad x = 0$$

La respuesta correcta es la **a**.

10.166. Para la siguiente pila voltaica:

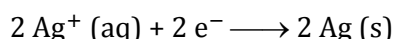
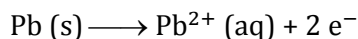


¿qué cambio producirá un aumento en el potencial de la pila?

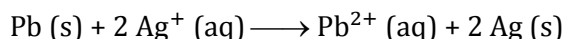
- a) Aumento de  $[\text{Pb}^{2+}]$
- b) Aumento de  $[\text{Ag}^+]$
- c) Eliminación de  $\text{Pb (s)}$
- d) Eliminación de  $\text{Ag (s)}$
- e) Adición de  $\text{Ag (s)}$

(O.Q.N. Sevilla 2010)

Por ejemplo, dadas las semirreacciones:



La reacción global es:



La ecuación de *Nernst* permite calcular el potencial de una pila en condiciones diferentes de las estándar:

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log Q \quad \longrightarrow \quad E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[\text{Pb}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2}$$

Como se observa, los sólidos no aparecen en la expresión anterior, por tanto, los cambios en ellos no producen ninguna variación en el potencial de la pila.

Suponiendo que se parte de condiciones estándar, disoluciones 1 M y 298 K, **un aumento de  $[\text{Ag}^+]$**  hace que el segundo término de la ecuación de *Nernst* sea negativo, lo cual **hace aumentar el valor de E**.

Analogamente, un aumento de  $[\text{Pb}^{2+}]$  hace que el segundo término de la ecuación de *Nernst* sea positivo, lo cual hace disminuir el valor de E.

La respuesta correcta es la **b**.

10.167. El número de oxidación del cromo en el dicromato potásico es:

- a) tres
- b) cuatro
- c) cinco
- d) seis

(O.Q.L. Murcia 2010)

Sabiendo que los números de oxidación del K y O son, respectivamente, +1 y -2, y que en este compuesto,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0 se puede plantear la siguiente ecuación:

$$2 (+1) + 2 (x) + 7 (-2) = 0 \quad \longrightarrow \quad x = +6$$

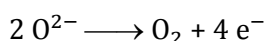
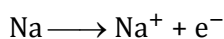
La respuesta correcta es la **d**.

10.168. Indique la reacción correcta del sodio con el agua:

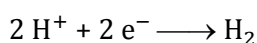
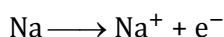
- a)  $4 \text{Na (s)} + 2 \text{H}_2\text{O (l)} \longrightarrow \text{O}_2 \text{(g)} + 4 \text{NaH (s)}$   
 b)  $2 \text{Na (s)} + 2 \text{H}_2\text{O (l)} \longrightarrow 2 \text{NaOH (aq)} + \text{H}_2 \text{(g)}$   
 c)  $\text{Na (s)} + 2 \text{H}_2\text{O (l)} \longrightarrow \text{NaO}_2 \text{(s)} + 2 \text{H}_2 \text{(g)}$   
 d)  $2 \text{Na (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \longrightarrow \text{Na}_2\text{O (s)} + \text{H}_2 \text{(g)}$

(O.Q.L. Madrid 2010)

a-c) Falso. Hay dos especies que se oxidan, Na y  $\text{O}^{2-}$ , y ninguna que se reduce:



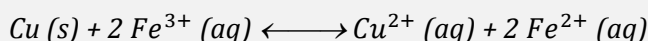
b) **Verdadero.** El Na se oxida y el  $\text{H}^+$  se reduce:



d) Falso. Debe formarse NaOH (aq) y no  $\text{Na}_2\text{O}$  (s) ya que el medio es acuoso.

La respuesta correcta es la **b**.

10.169. El potencial estándar de la siguiente célula electroquímica es 0,431 V:



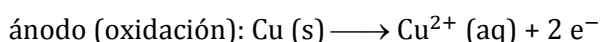
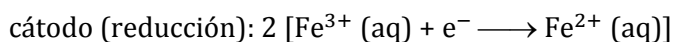
¿Cuál es el valor de  $\Delta G^\circ$  para esta reacción a  $25^\circ\text{C}$ ?

- a) 16,6 J  
 b) 20,6 J  
 c) 41,6 J  
 d) 83,2 J

(Dato. Constante de Faraday =  $96485 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

(O.Q.L. Madrid 2010)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



La relación existente entre la energía libre de Gibbs y la fuerza electromotriz de la célula viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

Sustituyendo:

$$\Delta G^\circ = -2 (96485 \text{ C}) (0,431 \text{ V}) \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = \mathbf{-83,2 \text{ kJ}}$$

Ninguna respuesta es correcta.

(Cuestión similar a la propuesta en Lúcarca 2005).

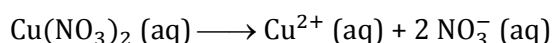
10.170. Se conectan en serie dos células electrolíticas con disoluciones de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  y  $\text{AgNO}_3$ , respectivamente, por las que se hace pasar una corriente eléctrica durante un cierto tiempo. Si el cátodo de plata aumenta en 1,50 g, ¿cuánto habrá ganado el cátodo de Cu de la otra celda?

- a) 0,441 g
- b) 0,882 g
- c) 1,50 g
- d) 3,0 g

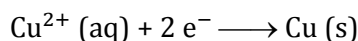
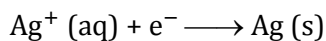
(Masas atómicas:  $\text{Ag} = 107,8$ ;  $\text{Cu} = 63,5$ )

(O.Q.L. Madrid 2010)

El nitrato de plata y el nitrato de cobre (II) en disolución acuosa se encuentran disociados de acuerdo con las ecuaciones:



Las ecuaciones químicas correspondientes a las reducciones en los respectivos cátodos son:



Relacionando moles plata y de electrones:

$$1,50 \text{ g Ag} \frac{1 \text{ mol Ag}}{107,9 \text{ g Ag}} \frac{1 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Ag}} = 0,014 \text{ mol e}^-$$

Como las cubas están conectadas en serie, el número de moles de electrones que atraviesa ambas es el mismo. Relacionando estos moles con los de Cu depositado:

$$0,014 \text{ mol e}^- \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol e}^-} \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = \mathbf{0,441 \text{ g Cu}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Luarca 2005).

10.171. Dados los siguientes potenciales normales de reducción:  $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^\circ) = +0,34 \text{ V}$  y  $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}^\circ) = +0,80 \text{ V}$ , el proceso redox que se puede producir de forma espontánea con esos dos electrodos es:

- a)  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^\circ//\text{Ag}^\circ/\text{Ag}^+$
- b)  $\text{Cu}^\circ/\text{Cu}^{2+}//\text{Ag}^+/\text{Ag}^\circ$
- c)  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^\circ//\text{Ag}^+/\text{Ag}^\circ$
- d)  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^\circ//\text{Ag}^\circ/\text{Ag}^+$

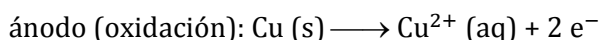
(O.Q.L. Asturias 2010)

La reacción es espontánea si  $\Delta G^\circ < 0$ , y teniendo en cuenta que la relación existente entre la energía libre de Gibbs y la fuerza electromotriz de la célula viene dada por la siguiente ecuación:

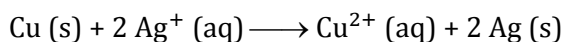
$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

Para cualquier reacción **espontánea** se cumple que  $E^\circ > 0$ .

Considerando como cátodo al electrodo de mayor potencial, las semirreacciones que tienen lugar en este caso son:



La reacción global que tiene lugar es.

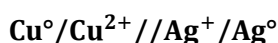


El potencial de la célula se calcula mediante la expresión:

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}$$

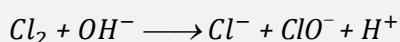
$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} - E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} = (0,80 \text{ V}) - (0,34 \text{ V}) = \mathbf{0,46 \text{ V}}$$

La notación abreviada que corresponde a esta célula es:



La respuesta correcta es la **b**.

10.172. En la siguiente reacción química:

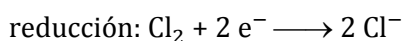


se puede decir:

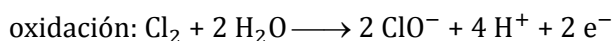
- El  $\text{Cl}_2$  es el agente oxidante y el  $\text{OH}^-$  es el agente reductor.
- El  $\text{Cl}_2$  es el agente reductor y el  $\text{OH}^-$  es el agente oxidante.
- No es una reacción de oxidación-reducción.
- El  $\text{Cl}_2$  es a la vez el agente oxidante y el reductor.

(O.Q.L. Asturias 2010)

Las semirreacciones son:



El  $\text{Cl}_2$  es el **oxidante** la especie que gana electrones y se reduce.



El  $\text{Cl}_2$  es el **reductor** la especie que cede electrones y se oxida.

En esta reacción se produce la dismutación o desproporción del  $\text{Cl}_2$ .

La respuesta correcta es la **d**.

10.173. Se tienen dos disoluciones 1 M de  $\text{Sn}^{2+}$  y  $\text{Cu}^{2+}$ . ¿Cuál podrá ser reducido por una corriente de hidrógeno a  $p = 1 \text{ atm}$ ,  $T = 25^{\circ}\text{C}$  y concentración de protones 1 M?

- El  $\text{Cu}^{2+}$
- El  $\text{Sn}^{2+}$  y el  $\text{Cu}^{2+}$
- El  $\text{Sn}^{2+}$
- Ninguno de los dos

Datos.  $E^{\circ} (\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}^{\circ}) = -014 \text{ V}$  y  $E^{\circ} (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^{\circ}) = +0,34 \text{ V}$ .

(O.Q.L. Asturias 2010)

La reacción es espontánea si  $\Delta G^{\circ} < 0$ , y teniendo en cuenta que la relación existente entre la energía libre de Gibbs y la fuerza electromotriz de la célula viene dada por la siguiente ecuación:

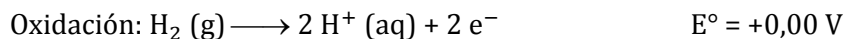
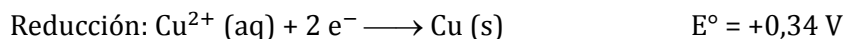
$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$$

Para cualquier reacción **espontánea** se cumple que  $E^\circ > 0$ .

- Reacción entre  $H_2$  y  $Cu^{2+}$ :



Las semirreacciones que tienen lugar en este caso son:

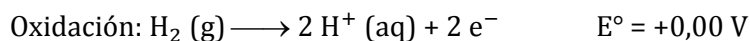
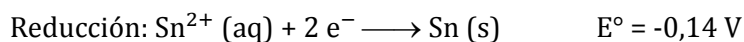


El potencial de la célula es,  $E_{\text{célula}}^\circ = 0,34 \text{ V}$ , por tanto, la **reacción es espontánea**.

- Reacción entre  $H_2$  y  $Sn^{2+}$ :



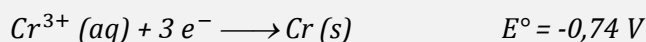
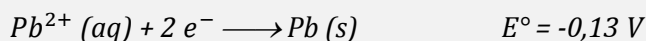
Las semirreacciones que tienen lugar en este caso son:



El potencial de la célula es,  $E_{\text{célula}}^\circ = -0,14 \text{ V}$ , por tanto, la **reacción es no espontánea**.

La respuesta correcta es la **a**.

10.174. ¿Cuál es el potencial estándar de la célula electroquímica  $Cr/Cr^{3+} // Pb^{2+} / Pb$ ?



a) 1,09 V

b) -1,09 V

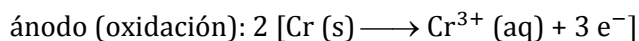
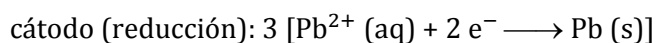
c) -0,61 V

d) 0,61 V

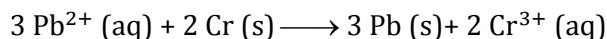
(O.Q.L. Asturias 2010)

El sistema que tiene mayor potencial se comporta como oxidante (se reduce) y el de menor como reductor (se oxida):

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



La reacción global es:



El potencial normal de la célula se calcula mediante la expresión:

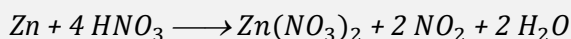
$$E_{\text{célula}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ$$

$$E_{\text{célula}}^\circ = E_{Pb^{2+}/Pb}^\circ - E_{Cr^{3+}/Cr}^\circ = (-0,13 \text{ V}) - (-0,74 \text{ V}) = 0,61 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la **d**.



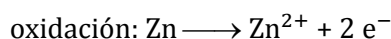
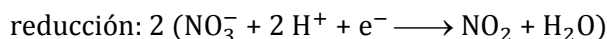
10.175. Para una mezcla estequiométrica de reactivos, ¿cuál de las siguientes afirmaciones describe mejor los cambios que se producen cuando esta reacción se ha completado?



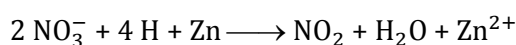
- a) Todo el cinc se ha oxidado y parte del nitrógeno se ha reducido.
- b) Todo el cinc se ha oxidado y todo el nitrógeno se ha reducido.
- c) Parte del cinc se ha oxidado y todo el nitrógeno se ha reducido.
- d) Parte del cinc se ha oxidado y parte del nitrógeno se ha reducido.

(O.Q.L. Asturias 2010)

Las semirreacciones ajustadas son:



Se intercambian 2 electrones y la ecuación global ajustada es:



Como se observa, de los 4 moles de **HNO<sub>3</sub>** solo **2** actúan como oxidante y **se reducen**, mientras que **todo el Zn se oxida**.

La respuesta correcta es la **a**.

10.176. Durante la electrólisis de una disolución acuosa de  $\text{AgNO}_3$ , ¿qué sucedería con la masa de plata depositada si la corriente se duplicara y el tiempo de electrólisis se disminuyera en la mitad de su valor inicial?

- a) Sería la misma.
- b) Aumentaría al doble de su valor inicial.
- d) Disminuiría a un cuarto de su valor inicial.
- d) Disminuiría a la mitad de su valor inicial

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La masa de plata depositada en el cátodo de la cuba es proporcional a la cantidad de corriente que pasa por esta, y la cantidad de corriente se calcula multiplicando la intensidad de la corriente por el tiempo que circula ésta:

$$Q = I \cdot t$$

Si  $I$  se hace el doble y  $t$  se reduce a la mitad, el producto  $I \cdot t$  permanece constante, por tanto, **la cantidad de plata que se deposita es la misma**.

La respuesta correcta es la **a**.

10.177. Señale cuál es la especie en la que el azufre tiene el estado de oxidación formal más alto:

- a) Anión sulfito,  $\text{SO}_3^{2-}$
- b) Anión tiosulfato,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
- c) Anión hidrógenosulfato,  $\text{HSO}_4^-$
- d) Azufre octoatómico,  $\text{S}_8$

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es -2, del hidrógeno +1, el número de oxidación del azufre en las mismas es:

$$\text{a) En el } \text{SO}_3^{2-}: \quad x + 3(-2) = -2 \quad \longrightarrow \quad x = +4$$

$$\text{b) En el } \text{S}_2\text{O}_3^{2-}: \quad 2(x) + 3(-2) = -2 \quad \longrightarrow \quad x = +2$$

c) En el  $\text{HSO}_4^-$ :  $x + 1 (+1) + 4 (-2) = -1 \longrightarrow x = +6$

d) En el  $\text{S}_8$ :  $x = 0$

La respuesta correcta es la c.

10.178. Dada su gran electronegatividad los halógenos son oxidantes fuertes. El orden creciente del carácter oxidante será:

a)  $\text{F}_2 > \text{Cl}_2 > \text{I}_2 > \text{Br}_2$

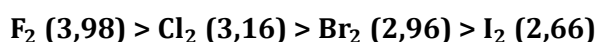
b)  $\text{I}_2 > \text{Br}_2 > \text{Cl}_2 > \text{F}_2$

c)  $\text{F}_2 > \text{Cl}_2 > \text{Br}_2 > \text{I}_2$

d)  $\text{Cl}_2 > \text{Br}_2 > \text{I}_2 > \text{F}_2$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

El carácter oxidante de una especie mide su facilidad para captar electrones. En los halógenos este es tanto mayor cuanto más elevada sea su electronegatividad:



La respuesta correcta es la c.

10.179. En una pila Daniell con puente salino de KCl:

a) Por el circuito externo, los electrones circulan desde el electrodo de Zn al de Cu.

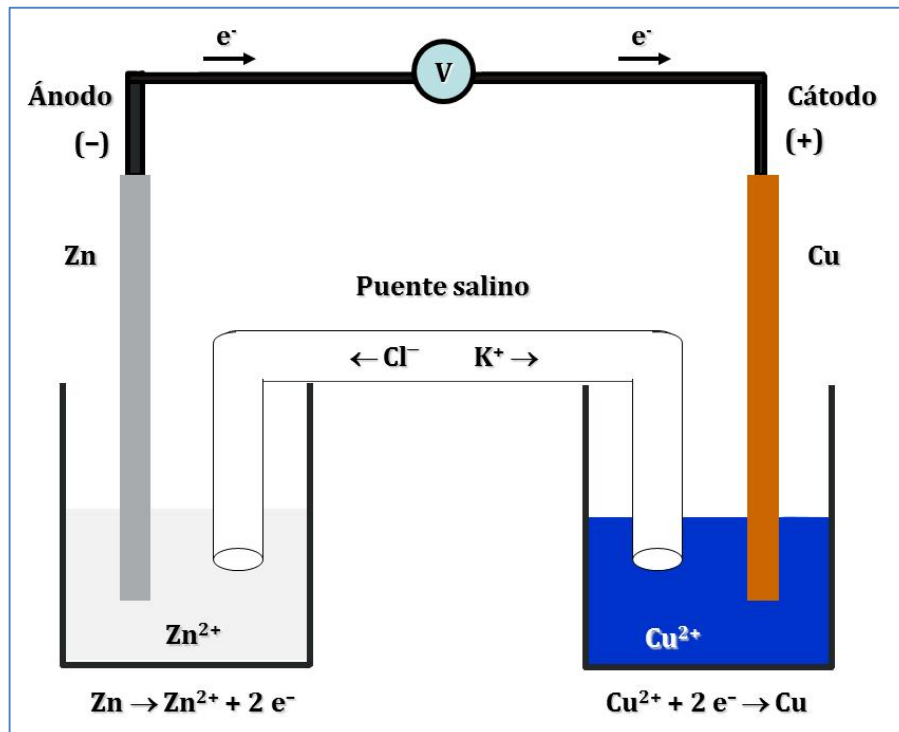
b) Por el circuito líquido interno, los electrones circulan desde el electrodo de Cu al de Zn.

c) Al electrodo de Zn se dirigen los  $\text{K}^+$  del puente salino.

d) El electrodo de Cu es el polo negativo de la pila.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

El esquema de una pila Daniell es:



a-b) **Verdadero.** Los electrones se dirigen siempre hacia potenciales crecientes.

c) Falso. Los iones  $\text{K}^+$  se dirigen hacia la semipila  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  ya que en ella disminuye la carga positiva.

d) Falso. El electrodo de Cu es el polo positivo de la pila ya que es el que tiene mayor potencial de reducción.

Las respuestas correctas son **a** y **b**.

10.180. Tres cubas electrolíticas conectadas en serie contienen disoluciones acuosas de nitrato plata, nitrato de cobre (II) y nitrato de níquel (III). Al pasar la misma corriente por las tres, en los respectivos cátodos:

- a) Se depositará la misma cantidad de sustancia en las tres.  
 b) En las cubas de nitrato de cobre (II) y nitrato de níquel (III) se depositará doble número de equivalentes-gramo del metal que en la de nitrato de plata.  
 c) En la cuba de nitrato de plata se depositará mayor cantidad de sustancia.  
 d) En las cubas de nitrato de cobre (II) y nitrato de níquel (III) se depositará la misma cantidad de sustancia.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las semirreacciones de reducción que tienen lugar en los cátodos de cada una de las cubas electrolíticas y los equivalentes-gramo de los metales que en ellas se depositan son:



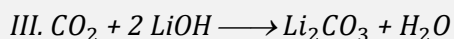
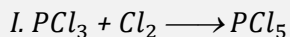
La ley de Faraday dice que:

*“la cantidad de sustancia depositada en una electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que circula por la cuba”.*

- a) Falso. Las masas depositadas en los cátodos de las tres cubas son diferentes.  
 b) Falso. El número de equivalentes-gramo depositados en las tres cubas es el mismo.  
 c) **Verdadero**. La masa depositada en la cuba que contiene nitrato de plata es la mayor ya que el equivalente-gramo de la plata es el más elevado de los tres.  
 d) Falso. La masa depositada en la cuba que contiene nitrato de cobre (II) es mayor que en la que contiene nitrato de níquel (III) ya que el equivalente-gramo del cobre es mayor que el del níquel.

La respuesta correcta es la **c**.

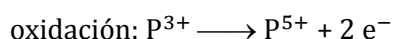
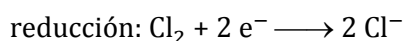
10.181. ¿Cuáles de las siguientes reacciones son de oxidación-reducción?



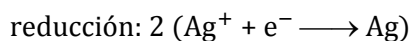
- a) III  
 b) IV  
 c) I y II  
 d) I, II y III  
 e) Todas

(O.Q.N. Valencia 2011)

I. Verdadero.



II. Verdadero.



III. Falso. No se intercambian electrones.

IV. Falso. No se intercambian electrones ya que ninguna de las especies  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$  y  $\text{OH}^-$  cambia su número de oxidación.

La respuesta correcta es la **c**.

10.182. Se hace pasar la misma cantidad de electricidad a través de dos células electrolíticas en serie. Una contiene  $\text{NaCl}$  y la otra  $\text{AlCl}_3$  fundidos. Suponiendo que la única reacción es la reducción del ion a metal, ¿de qué metal se recogerá mayor cantidad y en qué electrodo?

- Sodio en el ánodo
- Sodio en el cátodo
- Aluminio en el ánodo
- Aluminio en el cátodo
- No es posible que se haya depositado masa alguna.

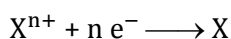
(O.Q.N. Valencia 2011)

En todas las células sean del tipo que sea la **reducción** siempre tiene lugar en el **cátodo**.

De acuerdo con la ley de *Faraday* que dice que:

*“la cantidad de sustancia depositada en el cátodo en una célula electroquímica es directamente proporcional al número de moles de electrones que atraviesan dicha célula”.*

Considerando la reducción de un ion metálico  $\text{X}^{n+}$ :



Relacionando la cantidad de electricidad que atraviesa la célula ( $Q$  culombios) con el metal, la masa de metal depositado es:

$$Q \text{ C} \frac{1 \text{ mol e}^-}{F \text{ C}} \frac{1 \text{ mol X}}{n \text{ mol e}^-} \frac{M \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = \frac{Q \cdot M}{n \cdot F} \text{ g X}$$

Teniendo en cuenta que las únicas variables son los valores de  $M$  (masa molar) y  $n$  (número de oxidación del metal), en este caso:

$$\text{▪ Sodio} \longrightarrow \text{g Na} = \frac{23 Q}{F}$$

$$\text{▪ Aluminio} \longrightarrow \text{g Na} = \frac{27 Q}{3 F}$$

Se deposita más **sodio**.

La respuesta correcta es la **b**.

10.183. Un método para proteger metales de la corrosión es conectar el metal directamente "ánodo de sacrificio". ¿Cuál de los siguientes metales es el más apropiado para actuar como ánodo de sacrificio para el cadmio ( $E^\circ \text{Cd}^{2+}/\text{Cd} = -0,40 \text{ V}$ )?

- a) Co ( $E^\circ \text{Co}^{2+}/\text{Co} = -0,28 \text{ V}$ )
- b) Al ( $E^\circ \text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1,66 \text{ V}$ )
- c) Mg ( $E^\circ \text{Mg}^{2+}/\text{Mg} = -2,37 \text{ V}$ )
- d) Fe ( $E^\circ \text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44 \text{ V}$ )
- e) Zn ( $E^\circ \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76 \text{ V}$ )

(O.Q.N. Valencia 2011)

El mejor metal de los propuestos para proteger de la corrosión actuando como **ánodo de sacrificio** es aquel que tenga el **potencial de reducción más bajo**, lo que quiere decir que es el metal más fácil de oxidar. De los metales propuestos el más apropiado es el **magnesio** ( $E^\circ \text{Mg}^{2+}/\text{Mg} = -2,37 \text{ V}$ ).

La respuesta correcta es la **c**.

10.184. Dados los siguientes potenciales de reducción,  $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$  y  $E^\circ (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}, \text{Pt}) = +0,77 \text{ V}$ ; se deduce que:

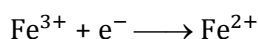
- I. El potencial de la célula  $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}, \text{Pt}$  es  $+0,01 \text{ V}$
- II. El Zn tiene mayor poder reductor que el  $\text{Fe}^{2+}$
- III. El  $\text{Fe}^{3+}$  puede oxidar al Zn

- a) I, II y III son correctas
- b) I y II son correctas
- c) II y III son correctas
- d) Solo I es correcta
- e) Solo III es correcta

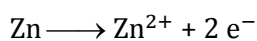
(O.Q.N. Valencia 2011)

Se trata de una célula voltaica en la que:

- El electrodo de mayor potencial, ( $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}, \text{Pt}$ ) es el **cátodo** y en él se produce la semirreacción de **reducción** y la especie química  $\text{Fe}^{3+}$  actúa como **oxidante**:



- El electrodo de menor potencial, ( $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ ) es el **ánodo** y en él se produce la semirreacción de **oxidación** y la especie química **Zn** actúa como **reductor**:



El potencial normal de la célula se calcula mediante la expresión:

$$E_{\text{célula}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ$$

$$E_{\text{célula}}^\circ = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^\circ - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^\circ = (0,77 \text{ V}) - (-0,76 \text{ V}) = 1,53 \text{ V}$$

La propuesta I es falsa y las propuestas II y III son correctas.

La respuesta correcta es la **c**.

10.185. En la ecuación química siguiente:

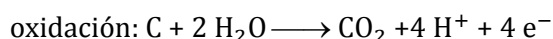
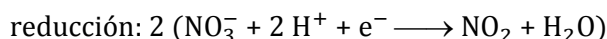


la suma de todos los coeficientes estequiométricos es:

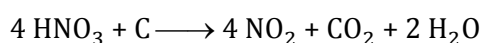
- a) 16
- b) 9
- c) 12
- d) 7

(O.Q.L. Murcia 2011)

Las semirreacciones ajustadas son:



La ecuación global ajustada es:



La suma de todos los coeficientes estequiométricos es **12**.

La respuesta correcta es la **c**.

10.186. ¿Qué afirmaciones correcta?

- a)  $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$  es un éter.
- b) El número o estado de oxidación del cromo en el  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  es +6.
- c) El  $\text{BaF}_2$  es un compuesto covalente.
- d) El diamante es un excelente conductor de la electricidad.

(O.Q.L. Murcia 2011)

a) Falso. El  $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$  es un éster, acetato de metilo.

b) **Verdadero**. El anión de esa sustancia es el dicromato,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  y el número de oxidación del cromo en el mismo es:

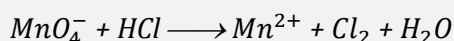
$$2(x) + 7(-2) = -2 \quad \longrightarrow \quad x = +6$$

c) Falso. El  $\text{BaF}_2$  está formado por dos elementos de muy diferente electronegatividad, el flúor, elemento que tiene la máxima electronegatividad y que tiende a formar el anión fluoruro,  $\text{F}^-$ ; y el bario, un metal alcalinotérreo del 6º periodo con una baja electronegatividad y que, por tanto, tiende a formar el catión  $\text{Ba}^{2+}$ . El resultado la la unión de ambos da lugar a un compuesto con un enlace predominantemente iónico.

d) Falso. El diamante es una sustancia formada por átomos de carbono unidos entre sí mediante un enlace covalente. El resultado es una red cristalina sólida a temperatura ambiente en la que no existen electrones deslocalizados de forma que la sustancia no puede conducir la corriente eléctrica.

La respuesta correcta es la **b**.

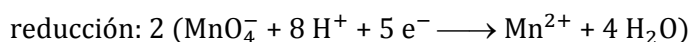
10.187. La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:



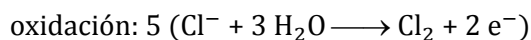
- a)  $\text{Cl}^-$  es el agente oxidante
- b)  $\text{MnO}_4^-$  experimenta una oxidación
- c)  $\text{MnO}_4^-$  actúa como oxidante fuerte
- d)  $\text{H}^+$  se comporta como agente oxidante.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Las semirreacciones son:



$\text{MnO}_4^-$  **actúa como oxidante**, gana electrones y se reduce.



$\text{Cl}^-$  actúa como reductor, cede electrones y se oxida.

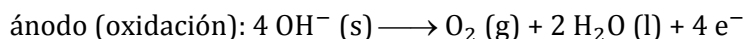
La respuesta correcta es la **c**.

*10.188. Para un proceso electrolítico de una disolución de  $\text{AgNO}_3$  en el que se obtiene Ag metal, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?*

- a) Para obtener 1 mol de Ag se requiere el paso de 2 moles 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 plata se reducen en el cátodo.*

*(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)*

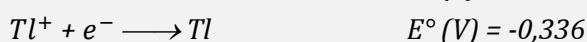
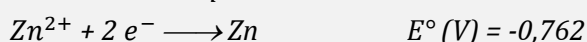
Las ecuaciones químicas correspondientes a las semirreacciones de oxidación y de reducción que tienen lugar en el ánodo y cátodo, respectivamente, son:



- a) Falso. Se requiere 1 mol de electrones.
- b) Falso. Se oxidan los iones hidroxilo de agua.
- c) Falso. El oxígeno se obtiene en el ánodo.
- d) **Verdadero**. La reducción tiene lugar en el cátodo.

La respuesta correcta es la **d**.

*10.189. Cuál será el  $E^\circ$  para célula voltaica construida por:*

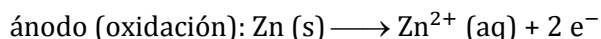


- a) 0,090 V*
- b) 0,426 V*
- c) 1,098 V*
- d) 1,434 V*

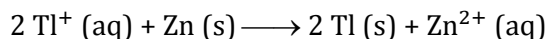
*(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)*

El sistema que tiene mayor potencial se comporta como oxidante (se reduce) y el de menor como reductor (se oxida):

Las ecuaciones químicas correspondientes a las semirreacciones de oxidación y de reducción que tienen lugar en el ánodo y cátodo, respectivamente, son:



La reacción global es:



El potencial normal de la célula se calcula mediante la expresión:

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}$$

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{Tl}^{+}/\text{Tl}}^{\circ} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} = (-0,336 \text{ V}) - (-0,762 \text{ V}) = \mathbf{0,426 \text{ V}}$$

La respuesta correcta es la **b**.