

Nivel 1 - Serie 4: Química en solución acuosa. Reacciones redox y reacciones ácido base.**TEMARIO****Reacciones redox y electroquímica.**

Concepto e identificación de reacciones redox; concepto y asignación de estados de oxidación. Identificación de especies que se oxidan o que se reducen; agentes oxidantes o reductores. Balanceo de ecuaciones químicas que representan procesos redox en solución acuosa por el método del ion electrón: hemirreacciones de oxidación, hemirreacciones de reducción, reacciones globales. Idea de que distintas especies con el mismo estado de oxidación son químicamente relevantes dependiendo de si el medio es ácido o alcalino. Cálculos estequiométricos asociados a reacciones redox. Concepto de valoración o titulación redox. Concepto de electrólisis; celda electrolítica, electrodo, ánodo, cátodo; polaridad de los electrodos; electrodos reactivos y electrodos inertes; corriente eléctrica; sentido de circulación de los electrones a través del circuito externo. Concepto de pila o batería. Cálculos asociados a electrólisis o baterías que involucren: cantidad de corriente, carga, cantidad de materia, tiempo.

Reacciones ácido base.

Reacciones que involucran iones en solución acuosa. Reacciones de neutralización y formación de sales a partir de ácidos y bases. Reacciones de disolución de sales por agregado de ácidos o bases. Concepto de electrolito; electrolitos fuertes y débiles. Concepto de ion espectador. Titulaciones ácido base; concepto y aspectos cuantitativos de las neutralizaciones ácido fuerte - base fuerte.

Definición y concepto de pH. Reacción de autoionización del agua; K_w ; dependencia con la temperatura. Concepto de ácidos y bases fuertes y débiles. Concepto de par ácido base conjugado. Reacciones de ácidos y bases fuertes y débiles con agua. Cálculos de pH y de concentraciones de especies en soluciones de ácidos y bases fuertes. Relación cualitativa entre pH y las constantes de acidez y basicidad de ácidos y bases débiles. Ácidos monopróticos y ácidos polipróticos.

IDENTIFICACIÓN DE REACCIONES REDOX

Ejercicio 1. Indicar cuáles de las siguientes reacciones son redox y en caso afirmativo identificar a las sustancias que se oxidan y las que se reducen:

- (a) $\text{CH}_3\text{Br (ac)} + \text{OH}^- \text{ (ac)} \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH (ac)} + \text{Br}^- \text{ (ac)}$
 (b) $\text{BrO}_3^- \text{ (ac)} + 5 \text{Br}^- \text{ (ac)} + 6 \text{H}^+ \text{ (ac)} \longrightarrow 3 \text{Br}_2 \text{ (l)} + \text{H}_2\text{O (l)}$
 (c) $2 \text{F}_2 \text{ (g)} + 2 \text{H}_2\text{O (l)} \longrightarrow 4 \text{HF (ac)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$

R.: (a) no es redox; (b) se reduce bromato y se oxida el bromuro; (c) se reduce el flúor y se oxida el agua.

Ejercicio 2. Indicar si las siguientes ecuaciones balanceadas implican procesos redox. De ser así, identificar los elementos que sufren cambios en sus estados de oxidación:

- (a) $2 \text{OH}^- \text{ (ac)} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \text{ (ac)} \longrightarrow 2 \text{CrO}_4^{2-} \text{ (ac)} + 2 \text{H}_2\text{O (l)}$
 (b) $3 \text{NO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (l)} \longrightarrow 2 \text{HNO}_3 \text{ (l)} + \text{NO (g)}$
 (c) $\text{PBr}_3 \text{ (l)} + 3 \text{H}_2\text{O (l)} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 \text{ (ac)} + 3 \text{HBr (ac)}$
 (d) $2 \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} + 2 \text{NaBr (s)} \longrightarrow \text{Br}_2 \text{ (l)} + \text{SO}_2 \text{ (g)} + \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} + 2 \text{H}_2\text{O (l)}$

Ejercicio 3.

- (a) ¿En cuál de estas transformaciones el cromo se reduce?
 i. $\text{CrO}_3 \longrightarrow \text{CrOF}_3$
 ii. $\text{Cr}^{3+} \longrightarrow [\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$
 iii. $2 [\text{CrO}_4]^{2-} \longrightarrow [\text{Cr}_2\text{O}_7]^{2-}$
 iv. $\text{Cr}^{3+} \longrightarrow [\text{CrO}_4]^{2-}$
- (b) ¿En cuál de estas transformaciones el nitrógeno se reduce?
 i. $\text{N}_2 \longrightarrow \text{NH}_3$
 ii. $\text{N}_2\text{O}_4 \longrightarrow \text{NO}_2$
 iii. $2 \text{NO}_3^- \longrightarrow \text{N}_2\text{O}$
 iv. $\text{NO}_2^- \longrightarrow \text{NO}_3^-$
 v. $2 \text{NO}_2^- \longrightarrow \text{N}_2\text{O}$

Ejercicio 4.

- (a) ¿Cuál de las transformaciones siguientes requeriría un agente reductor?
 i. $\text{H}_3\text{NOH}^+ \longrightarrow \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$
 ii. $\text{H}_3\text{NOH}^+ \longrightarrow \text{HNO}_2$
 iii. $\text{H}_2\text{NOH}^+ \longrightarrow \text{NH}_4^+$
 iv. $\text{H}_3\text{NOH}^+ \longrightarrow \text{H}_2\text{NOH}$
 v. Ninguna de las anteriores
- (b) La reacción redox (no balanceada) que sigue ocurre en una solución ácida:



¿Cuál de las afirmaciones siguientes es verdadera para esta reacción?:

- i. Cl_2 es el agente reductor
 ii. MnO_4^- se oxida
 iii. Cl^- es el agente reductor
 iv. Cl^- se reduce
 v. El número de oxidación de Mn se incrementa en 3 unidades

R.: (a) iii; (b) iii.

Ejercicio 5. Para las reacciones redox balanceadas que se muestran a continuación, identificar al agente oxidante y al agente reductor:

- (a) $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$
 (b) $2 \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
 (c) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \longrightarrow \text{N}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 (d) $\text{Cl}_2 + 2 \text{NaBr} \longrightarrow 2 \text{NaCl} + \text{Br}_2$

Ejercicio 6.

- (a) El ácido nítrico es un agente oxidante fuerte. ¿Cuál de las especies siguientes es la que tiene menos probabilidad de formarse cuando el ácido nítrico reacciona con un reductor fuerte como el zinc metálico?: N_2O , NO , NO_2 , N_2O_4 , N_2O_5 , NH_4^+ . ¿Por qué?
- (b) Uno de los óxidos siguientes no reaccionaría con O_2 : NO , N_2O , SO_2 , SO_3 , P_4O_6 . ¿Cuál y por qué?

Ejercicio 7. Determinar cuáles de las ecuaciones siguientes corresponden a reacciones redox y señala en cada una de ellas al agente oxidante y al agente reductor.

- (a) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Mg} \longrightarrow \text{MgO} + \text{Fe}$
 (b) $\text{FeCl}_3 + \text{KI} \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + \text{KCl}$
 (c) $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \longrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 (d) $\text{PCl}_5 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HCl}$
 (e) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{BaSO}_4 + \text{HNO}_3$
 (f) $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HBr} + \text{HBrO}$
 (g) $\text{AlCl}_3 + \text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{AgCl} + \text{Al}(\text{NO}_3)_3$

Ejercicio 8. Indicar cuáles de las siguientes ecuaciones químicas (no todas están balanceadas) representan procesos en los que ocurre intercambio de electrones. En los casos en que corresponda, distinguir entre hemirreacciones de reducción, hemirreacciones de oxidación, y reacciones de óxido reducción:

- (a) $\text{CH}_3\text{Br}(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{ac}) + \text{Br}^-(\text{ac})$
 (b) $\text{F}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{HF}(\text{ac}) + \text{O}_2(\text{g})$
 (c) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 (d) $\text{CrO}_3 + \text{F}_2 \rightarrow \text{CrO}_3\text{F}$
 (e) $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_4^-$
 (f) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2$
 (g) $\text{H}_3\text{NOH}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$
 (h) $\text{H}_3\text{NOH}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{NOH}$
 (i) $\text{H}_3\text{NOH}^+ \rightarrow \text{HNO}_2$
 (j) $\text{PCl}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HCl}$

BALANCEO DE ECUACIONES REDOX

Ejercicio 9. Balancear las ecuaciones siguientes e identificar a los agentes oxidantes y reductores. Todas ocurren en medio ácido:

- (a) $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) \longrightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + \text{Cr}^{3+}(\text{ac})$.
 (b) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ac}) + \text{MnO}_4^-(\text{ac}) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + \text{CH}_3\text{COOH}(\text{ac})$.
 (c) $\text{I}^-(\text{ac}) + \text{NO}_3^-(\text{ac}) \longrightarrow \text{I}_2(\text{ac}) + \text{NO}(\text{g})$.

Ejercicio 10. Balancear las ecuaciones siguientes que ocurren en medio ácido:

- (a) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) + \text{CH}_3\text{OH} \longrightarrow \text{HCOOH}(\text{ac}) + \text{Cr}^{3+}(\text{ac})$
 (b) $\text{MnO}_4^-(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac}) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
 (c) $\text{As}(\text{s}) + \text{ClO}_3^-(\text{ac}) \longrightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3(\text{ac}) + \text{HClO}(\text{ac})$

Ejercicio 11. Escribir ecuaciones balanceadas, indicando cuál es la especie oxidante, para las siguientes reacciones descritas con palabras:

- (a) el carbono reacciona con ácido nítrico concentrado obteniéndose dióxido de carbono y agua;
 (b) el sodio reacciona con agua obteniéndose hidróxido de sodio e hidrógeno gaseoso;
 (c) el zinc reacciona con solución acuosa de hidróxido de sodio obteniéndose tetrahidroxocincato de sodio e hidrógeno gaseoso. La fórmula del ion tetrahidroxocincato es $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$.

Ejercicio 12. Balancear las ecuaciones iónicas siguientes, que ocurren en medio ácido:

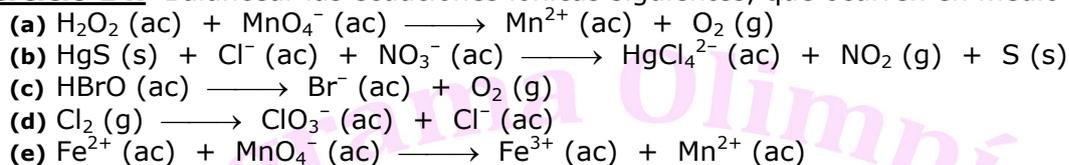
- (a) $\text{Br}_2(\text{l}) + \text{SO}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{Br}^-(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$



Ejercicio 13. Escribir ecuaciones balanceadas, indicando cuál es la especie oxidante, para las siguientes reacciones descritas con palabras:

- (a) el hierro reacciona con ácido clorhídrico para formar cloruro de hierro(II) acuoso e hidrógeno gaseoso;
 (b) el cromo reacciona con ácido sulfúrico para formar sulfato de cromo(III) e hidrógeno gaseoso;
 (c) el estaño reacciona con ácido nítrico concentrado para formar óxido de estaño(IV), dióxido de nitrógeno y agua.

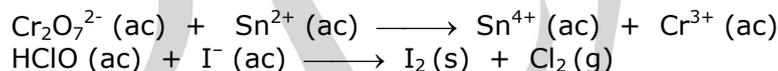
Ejercicio 14. Balancear las ecuaciones iónicas siguientes, que ocurren en medio ácido:



Ejercicio 15. Un alumno mezcló una solución de permanganato de potasio con agua oxigenada en medio ácido y observó un cambio de color de violeta a incoloro y también la formación de burbujas. Plantear la reacción ocurrida, balancearla por el método del ión-electrón e indicar cuál es la sustancia oxidante.

Ejercicio 16. Balancear cada una de las siguientes ecuaciones químicas por el método del ión-electrón e identificar en cada una de ellas la especie que se oxida, la que se reduce, el oxidante y el reductor.

(a) Medio ácido:



(b) Medio básico:



Ejercicio 17. Escribir ecuaciones balanceadas, indicando los números de oxidación de los reactivos y productos cuyo estado de oxidación varía, para las siguientes reacciones descritas con palabras:

- (a) Se agrega agua oxigenada a una solución de yoduro de potasio que contiene ácido clorhídrico; se forma yodo, visible por su color pardo.
 (b) Burbujeando cloro gaseoso en una solución de hidróxido de sodio se obtiene cloruro de sodio e hipoclorito de sodio acuosos.
 (c) Al agregar permanganato de potasio en ácido clorhídrico concentrado se genera cloro gaseoso, cloruro de potasio, cloruro de manganeso y agua.
 (d) Cuando se disuelve cinc metálico en ácido nítrico, se forma nitrato de cinc (II), nitrato de amonio y agua.

R:

- (a) $\text{H}_2\text{O}_2 \text{ (ac)} + 2 \text{KI (ac)} + 2\text{HCl (ac)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 \text{ (ac)} + 2\text{KCl (ac)}$
 El H_2O_2 (O: -1) se reduce a H_2O (O: -2), mientras que el I^- (-1) se oxida a I_2 (0)
 (b) $\text{Cl}_2 \text{ (g)} + 2 \text{NaOH (ac)} \longrightarrow \text{NaClO (ac)} + \text{NaCl (ac)} + \text{H}_2\text{O}$
 El Cl_2 (0) sufre una reacción de desproporción en medio básico: se oxida a ClO^- (+1) y se reduce a Cl^- (-1).
 (c) $2 \text{KMnO}_4 \text{ (ac)} + 16 \text{HCl (ac)} \longrightarrow 5 \text{Cl}_2 \text{ (g)} + 2 \text{KCl (ac)} + 2 \text{MnCl}_2 \text{ (ac)} + 8\text{H}_2\text{O}$
 El MnO_4^- (Mn: +7) se reduce a Mn^{2+} (+2) y el Cl^- (-1) se reduce a Cl_2 (0).
 (d) $4 \text{Zn} + 10 \text{HNO}_3 \longrightarrow 4 \text{Zn(NO}_3)_2 \text{ (ac)} + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$

El Zn (0) se oxida a Zn^{2+} (+2) y el NO_3^- (N: +5) se reduce a NH_4^+ (N: +3).

Ejercicio 18. Cuando reacciona en medio básico, el permanganato (MnO_4^-) suele generar MnO_2 . Se tienen 3 tubos de ensayo con solución de KMnO_4 . Se agregan por separado a cada uno de ellos los siguientes reactivos:

- I- Solución de sulfuro de sodio
- II- Agua oxigenada (solución de H_2O_2)
- III- Solución de bromuro de potasio

Sabiendo que los productos formados en cada uno de los tubos son: S_8 , O_2 y BrO_3^- , respectivamente:

- (a) Indicar cuál es la especie que se oxida y la especie que se reduce en cada una de las reacciones mencionadas.
- (b) Indicar los números de oxidación de Mn, S, O y Br antes y después de ocurrida la reacción.
- (c) Escribir las ecuaciones que representan a las reacciones de óxido-reducción que tienen lugar en cada tubo de ensayos. Para balancear las reacciones, tener en cuenta que se pueden escribir por separado la "hemirreacción de oxidación" y la "hemirreacción de reducción", considerando en cada caso los electrones generados o consumidos y luego "sumar" ambas hemirreacciones ponderadas por un factor apropiado de forma tal que se simplifiquen los electrones generados en la hemirreacción de oxidación y los consumidos en la hemirreacción de reducción.

R:

(a) y (b)

En todos los tubos se reduce MnO_4^- a MnO_2 (Mn pasa de número de oxidación +7 a +4)

Tubo I: Se oxida S^{2-} a S_8 (S pasa de número de oxidación -2 a 0)

Tubo II: Se oxida H_2O_2 a O_2 (O pasa de número de oxidación -1 a 0)

Tubo III: Se oxida Br^- a BrO_3^- (Br pasa de número de oxidación -1 a +5)

(c)

Tubo I: $32 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 16 \text{MnO}_4^- (\text{ac}) + 24 \text{S}^{2-} (\text{ac}) \longrightarrow 16 \text{MnO}_2 (\text{s}) + 3 \text{S}_8 (\text{s}) + 64 \text{OH}^- (\text{ac})$

Tubo II: $2 \text{MnO}_4^- (\text{ac}) + 3 \text{H}_2\text{O}_2 (\text{ac}) \longrightarrow 3 \text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{MnO}_2 (\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 2 \text{OH}^- (\text{ac})$

Tubo III: $2 \text{MnO}_4^- (\text{ac}) + \text{Br}^- (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \longrightarrow 2 \text{MnO}_2 (\text{s}) + \text{BrO}_3^- (\text{ac}) + 2 \text{OH}^- (\text{ac})$

Ejercicio 19. Escribir ecuaciones balanceadas, identificando en cada una de ellas la especie que se oxida, la que se reduce y los números de oxidación de los elementos que se reducen u oxidan. Nota: utilizar el método del ión-electrón para balancear las ecuaciones, teniendo en cuenta si se trata de reacciones que proceden en medio ácido o en medio básico.

- (a) Una chapita de cobre se disuelve en solución de ácido clorhídrico, generando cloruro de cobre (II) y un gas incoloro.
- (b) Una muestra sólida de As_2O_3 se disuelve en solución de ácido nítrico, generando ácido arsénico (H_3AsO_4) y NO gaseoso.
- (c) Se burbujea cloro gaseoso en solución de hidróxido de potasio, formando hipoclorito de potasio y cloruro de potasio.

R: (a) $\text{Cu} (\text{s}) + 2 \text{HCl} (\text{ac}) \longrightarrow \text{CuCl}_2 (\text{ac}) + \text{H}_2 (\text{g})$

$\text{Cu}^0 \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$

$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2$

Se oxida el Cu que pasa de cobre metálico a catión Cu^{2+} (números de oxidación 0 y +2)

Se reduce el H que pasa de H^+ a H_2 (números de oxidación +1 y 0, respectivamente)

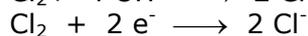
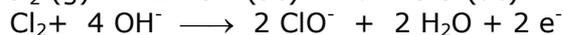
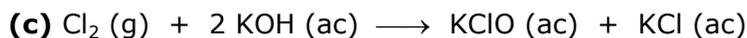
(b) $3 \text{As}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 4 \text{HNO}_3 (\text{ac}) + 7 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \longrightarrow 6 \text{H}_3\text{AsO}_4 (\text{ac}) + 4 \text{NO} (\text{g})$

$[5 \text{H}_2\text{O} + \text{As}_2\text{O}_3 \longrightarrow 2 \text{AsO}_4^{3-} + 10 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-] \times 3$

$[\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}] \times 4$

Se oxida el As que pasa de As_2O_3 a AsO_4^{3-} (números de oxidación +3 y +5, respectivamente)

Se reduce el N que pasa de NO_3^- a NO (números de oxidación +5 y +2, respectivamente)

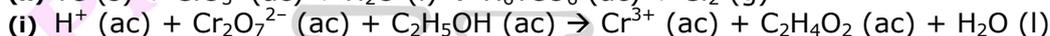
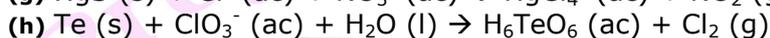
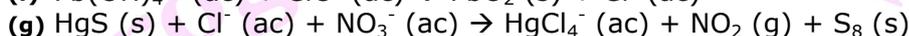
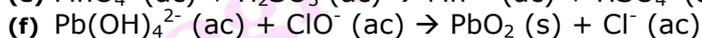
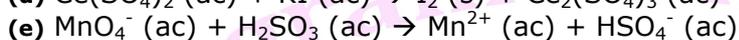
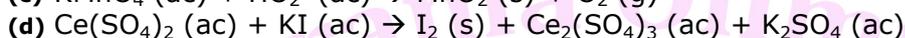
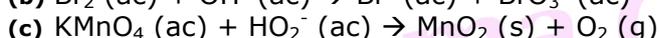
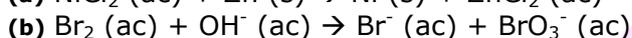
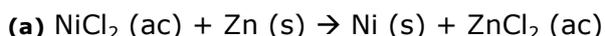


El Cl se oxida pasando de Cl_2 a ClO^- (números de oxidación 0 y +1, respectivamente)

Pero también se reduce, pasando de Cl_2 a Cl^- (números de oxidación 0 y -1)

Nota: una reacción en la cual la misma especie se oxida y se reduce se denomina "desproporción".

Ejercicio 20. Para las reacciones de óxido reducción que se listan a continuación, indicar: el estado de oxidación de todos los elementos; cuál es la especie que se oxida y cuál es la especie que se reduce; cuántos electrones intercambia cada una de las especies; cuál es el agente oxidante y cuál es el agente reductor. Escribir ecuaciones para las hemirreacciones de oxidación y de reducción correctamente balanceadas. Escribir una ecuación para la reacción global correctamente balanceada.



Importante: Las ecuaciones que escribas deben respetar la identidad química de los compuestos involucrados. Presta atención a los estados de agregación de las especies y al medio (ácido o alcalino) en que ocurren las reacciones. En los casos en que no aparezca explícitamente H^+ ni OH^- , investiga en qué medio son estables las especies que aparecen representadas. No es necesario que incluyas en tus ecuaciones las especies espectadoras o los contraiones.

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS QUE INVOLUCRAN REACCIONES REDOX

Ejercicio 21. El ión NO_3^- puede eliminarse del agua con alcohol metílico, $\text{CH}_3\text{OH}(\text{ac})$, reaccionando para dar como productos $\text{N}_2(\text{g})$, $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ en medio ácido.

(a) Escribir la ecuación iónica total balanceada.

(b) Calcular el volumen de $\text{CO}_2(\text{g})$ producido a 1,00 atm y 0 °C cuando 124,0 g de NO_3^- son reducidos por el CH_3OH .

(c) Calcular la cantidad de $\text{N}_2(\text{g})$ producida cuando es oxidado todo el alcohol presente en 150,0 mL de $\text{CH}_3\text{OH}(\text{ac})$ 0,0100 M.

R: (b) 37,3 L; (c) $9,00 \times 10^{-4}$ mol.

Ejercicio 22. Se desea oxidar aluminio con dicromato de potasio en medio ácido.

(a) Plantear y balancear la ecuación que representa dicha reacción.

(b) Calcular el volumen de una solución 0,1667 M de dicromato de potasio necesarios para oxidar completamente 2,7 gramos de aluminio.

R: (b) 300 mL

Ejercicio 23. Una muestra de 176 g de PbO_2 se introduce en 4,00 L de $\text{HCl}(\text{ac})$ 0,800 mol/L, produciéndose la reacción representada por la ecuación siguiente:



(a) Identificar al agente oxidante.

- (b) ¿Se modificaría el volumen de $\text{Cl}_2(\text{g})$ obtenido si utilizaras el mismo volumen de $\text{HCl}(\text{ac})$ 1,70 mol/L?

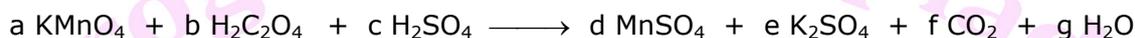
R.: (a) PbO_2 ; (b) no.

Ejercicio 24. Para obtener cloro gaseoso y Mn^{2+} en solución acuosa, se mezclan 500 mL de una solución de ácido clorhídrico 1,000 M con 200 mL de solución acuosa de permanganato de potasio 0,400 M.

- (a) Identificar a la especie que se oxida y a la que se reduce.
 (b) Escribir las hemirreacciones de oxidación y de reducción y la ecuación balanceada que representa a la reacción global.
 (c) Calcular el volumen de cloro desprendido (medido en CNPT).

R: (a) Se oxida el cloruro y se reduce el KMnO_4 . (b) $2 \text{KMnO}_4(\text{ac}) + 16 \text{H}^+(\text{ac}) + 10 \text{Cl}^- \longrightarrow 2 \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + 5 \text{Cl}_2(\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. (c) El volumen de cloro desprendido será 4,48 L

Ejercicio 25. Para valorar una solución de permanganato de potasio se titulan 50,0 mL de una solución 1,000 M de H_2SO_4 y 0,0075 M de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. La reacción que tiene lugar es:



- (a) ¿Cuál es el estado de oxidación del Mn en el KMnO_4 y en el MnSO_4 ?
 (b) ¿Qué especie se oxida? Describir los estados de oxidación inicial y final
 (c) Balancear la ecuación.

Ayuda: considerar a las especies disociadas en medio acuoso y observa que ciertas especies no sufren ninguna transformación (K^+ , SO_4^{2-}). Por otro lado, observa que la reacción se puede dividir (al menos mentalmente) en dos procesos que ocurren en simultáneo, o dos "hemirreacciones", una de reducción y otra de oxidación. Suele ser más sencillo balancear por separado cada una de estas hemirreacciones y posteriormente obtener la ecuación global considerando que el número de electrones que se genera en una hemirreacción debe igualar al número de electrones que se consume en la otra.

- (d) Si se consumieron 12,27 mL de KMnO_4 , ¿Cuál es la concentración de esta solución?
 (e) Para discutir: ¿Se puede obtener energía eléctrica a partir de esta reacción química que ocurre en solución con intercambio de electrones?

R: (a) +7 en KMnO_4 y +2 en MnSO_4 ; (b) El C tiene número de oxidación +3 en $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ y +4 en CO_2 ;
 (c) $2 \text{KMnO}_4 + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 2 \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 10 \text{CO}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$; (d) 0,012 M

ELECTRÓLISIS Y BATERÍAS

Ejercicio 26. Se construye una celda electrolítica sumergiendo dos electrodos inertes de platino en un recipiente que contiene fluoruro de sodio fundido. Al hacer circular corriente por el circuito que conecta los dos electrodos, se observa que en uno de ellos se desprende un gas, mientras que en el otro se deposita un sólido.

- (a) Escribir las hemirreacciones catódica y anódica, y la reacción global.
 (b) Representar un esquema de la celda electrolítica indicando cuál es el ánodo, cuál es el cátodo, en qué sentido circulan los electrones, y en qué electrodo ocurre cada una de las hemirreacciones.
 (c) Cuando circula una corriente de 324 mA durante 7,0 horas, ¿qué volumen de gas se genera? Considerar que la temperatura es de 25 °C y la presión es de 1 atm.

- (d) Cuando se lleva a cabo el mismo proceso sobre una solución acuosa de fluoruro de sodio en vez de sobre la sal fundida, se observa que en el ánodo se desprende un gas distinto al del caso anterior, mientras que en el cátodo se desprende otro gas, distinto a los dos anteriores. Identificar las dos sustancias e indicar qué volumen de cada uno de estos gases se genera, si la celda trabaja en las mismas condiciones del punto (c).

Ejercicio 27.

- (a) Un reproductor de casetes portátil típico utiliza una corriente de 150 mA. Calcular la cantidad de electrones (expresada en moles) que las pilas necesitan generar para que funcione durante una hora.
- (b) La reacción catódica en la celda de Leclanché está dada por:
- $$2 \text{MnO}_2 (\text{s}) + \text{Zn}^{2+} (\text{ac}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{ZnMn}_2\text{O}_4 (\text{s})$$
- Si dicha celda produce una corriente de 5,00 mA, calcular cuántas horas durará esta corriente si inicialmente hay 4,00 g de MnO_2 en la celda y exceso de iones zinc.

R.: (a) 0,0056 mol; (b) 250 horas.

Ejercicio 28. Una solución acidificada se electrolizó usando electrodos de cobre. Una corriente constante de 1,18 A provocó que el ánodo perdiera 0,584 g después de $1,52 \times 10^3$ s.

- (a) ¿Cuál es el gas producido en el cátodo y cuál es su volumen en condiciones estándar de temperatura y presión?
- (b) Dado que la carga de un electrón es de $1,6022 \times 10^{-19}$ C, calcular el número de Avogadro. Suponer que el Cu se oxida a iones Cu^{2+} .

Ejercicio 29.

- (a) Calcular la masa de aluminio que se produce en 1,00 h por electrólisis de AlCl_3 fundido si la corriente eléctrica es de 10,0 A.
- (b) La hemirreacción para la formación de Mg metálico por electrólisis de MgCl_2 fundido es $\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}^0$. Calcular la masa de Mg que se forma al pasar una corriente de 60,0 A durante $4,00 \times 10^3$ s.

R.: (a) 3,36 g; (b) 30,2 g

Ejercicio 30.

- (a) En la electrólisis de cloruro de sodio acuoso, ¿qué volumen (expresado en litros) de Cl_2 (g) en condiciones estándar de presión y temperatura generará una corriente de 7,50 A durante 100 min?
- (b) ¿Qué cantidad de NaOH (ac) (expresado en moles) se habrán formado en la solución en este período?

R.: (a) 5,22 L; (b) 0,466 mol

Ejercicio 31. Un acumulador de plomo de 12,0 V contiene 410 g de plomo en sus placas anódicas y una cantidad estequiométricamente equivalente de PbO_2 en las placas catódicas.

- (a) ¿Cuál es la cantidad máxima de carga (expresada en C) que puede producir sin que sea necesario recargarlo?
- (b) ¿Durante cuánto tiempo (expresado en horas) podría entregar el acumulador una corriente de 1,00 A suponiendo que ésta no decae durante la descarga?
- (c) ¿Cuál será el trabajo eléctrico máximo (expresado en kWh) que el acumulador puede efectuar?

R.: (a) $3,82 \times 10^5$ C; (b) 110 horas; (c) -1,3 kWh (<0, el sistema realiza trabajo)

Ejercicio 32. Se electrolizan 250 mL de solución acuosa de CuCl_2 0,333 M.

- (a) ¿Cuánto tiempo tendrá que pasar una corriente de 0,75 A para reducir la concentración de Cu^{2+} hasta un valor de 0,167 M?
- (b) ¿Qué masa de Cu (s) se depositará en el cátodo durante ese tiempo?

R.: (a) $1,07 \times 10^4$ s \equiv 2,97 h; **(b)** 2,64 g de Cu (s)

Ejercicio 33. Tres celdas electrolíticas se conectaron en serie, esto es, por las tres pasó la misma cantidad de corriente, una tras otra. En la primera celda, se oxidó 1,00 g de Cd (s) a Cd^{2+} ; en la segunda se redujo Ag^+ a Ag (s) y en la tercera, se oxidó Fe^{2+} a Fe^{3+} .

- (a)** ¿Qué masa (expresada en gramos) de Ag se depositó en la segunda celda?
(b) ¿Qué masa (expresada en gramos) de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ se pudo recuperar de la solución acuosa de la tercera celda?

R.: (a) 1,92 g de Ag; **(b)** 4,31 g de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

Ejercicio 34. ¿Cuál es la carga de un ion estaño si 7,42 g de estaño metálico se electrodepositan por el paso de 24.125 C a través de la solución acuosa que contiene al ion?

R.: +4.

Ejercicio 35. La carga total de electricidad requerida para obtener 15,54 g de un metal a partir de una solución acuosa de sus iones divalentes positivos es de 14475 C. ¿Cuál es el metal?

Ejercicio 36. Una celda electrolítica contiene 50,0 mL de solución acuosa de FeCl_3 0,152 M. Se pasa una corriente de 0,775 A por la celda, originando deposición de Fe (s) en el cátodo. ¿Cuál es la concentración de Fe^{3+} (ac) en la celda después que ha pasado la corriente durante 20,0 min?

Ejercicio 37. Una corriente de 0,500 A pasó a través de una solución de salmuera por 30,0 min.

- (a)** Escribir ecuaciones químicas que representen a las hemirreacciones que ocurrieron en cada electrodo y la ecuación que represente a la reacción global.
(b) ¿Qué volumen de Cl_2 (g) se produjo en el ánodo a 25°C y 1 atm?

R: (b) 0,114 L.

Ejercicio 38. ¿Qué intensidad deberá tener una corriente eléctrica capaz de depositar 12,6 g de oro en el cátodo de una celda de electrólisis pasando durante 2,5 horas por una solución acuosa de cianuro de oro (III)?

R.: 2,06 A.

Ejercicio 39.

- (a)** ¿Cuál es la reacción en el ánodo durante la electrólisis del sulfato de cobre(II) acuoso?:
(i) $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$; (ii) $2\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^-$; (iii) $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$;
(iv) $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$; (v) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$.
(b) ¿Qué masa de cobre se depositaría por la electrólisis del sulfato de cobre (II) acuoso al cabo de 12 h con una corriente de 2,0 A?
(c) ¿Cuál es el producto que se genera en el ánodo durante la electrólisis del ioduro de cobre(II) acuoso?: (i) H_2 ; (ii) I_2 ; (iii) Cu; (iv) OH^- ; (v) H_2O .

R: (a) (i); **(b)** 28 g; **(c)** (ii).

Ejercicio 40. Una celda electrolítica para obtener aluminio, opera a una corriente de $1,00 \times 10^5$ A y a un voltaje de 4,5 V. La eficiencia de la celda para producir una transformación química utilizando energía eléctrica es del 38 % (el resto de la energía eléctrica se disipa en la celda como energía térmica).

- (a)** ¿Qué masa de aluminio puede producirse en esta celda en 8,00 h?
(b) Si la energía eléctrica necesaria para hacer trabajar la celda se obtiene quemando carbón (85 % de carbono, cuya entalpía de combustión específica es de $32,8 \text{ kJ g}^{-1}$) en una planta térmica con una eficiencia del 35 %, ¿qué masa de carbón debe quemarse

para obtener la masa de aluminio calculada en a)?

R.: (a) 268 kg de Al; (b) 1300 kg de carbón.

Ejercicio 41.

- (a) Si se hace pasar una corriente de 1,0 A por una celda de Daniell durante 1,0 h, ¿cuántos electrones se han forzado a pasar por el circuito externo?
- (b) En la reacción de descarga de la celda de Daniell (ítem a), considerará que la concentración inicial de iones cinc (II) era 0,100 mol L⁻¹ y concentración inicial de iones cobre (II) era 2,000 mol L⁻¹. Si el volumen de la solución que contiene a los iones cinc (II) fuera de 2,00 L, la concentración de éstos habrá: (i) disminuido en 5 %; (ii) aumentado en 19 %; (iii) aumentado en 13 %; (iv) disminuido en 0,1 %; (v) aumentado en 9 %.
- (c) Como resultado de la descarga del ítem a), la masa del cátodo: (i) aumentó 1,2 g; (ii) aumentó 0,64 g; (iii) aumentó 2,4 g; (iv) disminuyó 1,2 g; (v) disminuyó 0,64 g.

R.: (a) $2,2 \times 10^{22}$; (b) (v); (c) (i).

Ejercicio 42. Se dispone de una celda electrolítica en la cual la hemicelda catódica tiene un electrodo de platino sumergido en una solución acuosa de AgNO₃ y la hemicelda anódica tiene un electrodo de platino sumergido en una solución acuosa de H₂SO₄. Se lleva a cabo la electrólisis durante 2,00 h. El cátodo de platino, que tenía una masa inicial de 25,0782 g, pesó 25,8639 g luego de la electrólisis. El ánodo de platino no modificó su masa luego del proceso.

- (a) Escribir ecuaciones químicas para las hemirreacciones que tuvieron lugar en los dos electrodos.
- (b) ¿Cuál debió ser la intensidad de la corriente utilizada, suponiendo que se mantuvo constante a lo largo del proceso?
- (c) En el ánodo se recogió un producto gaseoso. ¿Cuál es este gas y qué volumen, medido después de seco a 23 °C y 755 Torr, debió ocupar?

Ejercicio 43. Una batería de plomo totalmente cargada contiene 1,50 L de solución acuosa de H₂SO₄ 5,00 mol/L. ¿Cuál será la concentración de la batería después de obtener una corriente de 2,50 A durante 6,0 h?

Ejercicio 44.

- (a) Calcular la [Cu²⁺] que queda en 425 mL de una solución que originalmente era 0,366 mol/L en CuSO₄, después de pasar una corriente de 2,68 A durante 282 s y de depositarse Cu en el cátodo.
- (b) Calcular el tiempo necesario para disminuir la [Ag⁺] desde 0,196 hasta 0,175 mol/L en 255 mL de AgNO₃ (ac) por electrólisis de la solución con electrodos de Pt y una corriente de 1,84 A.

Ejercicio 45. La carga total de electricidad requerida para obtener 15,54 g de un metal a partir de una solución acuosa de sus iones divalentes es 14475 C. ¿Cuál es el metal?

R.: plomo.

Ejercicio 46. Se electroliza una solución acuosa diluida de Na₂SO₄ utilizando electrodos de platino y una corriente de 2,83 A durante 3,75 horas. ¿Qué volumen de gas, previamente deshidratado a 25 °C y 718 Torr se recogería en el ánodo?

R.: 2,56 L.

Ejercicio 47. Se dispone de una celda electrolítica en la cual la hemicelda anódica tiene un electrodo de platino sumergido en una solución acuosa de H₂SO₄ y en la hemicelda catódica se sumerge una placa de acero de 1,00 dm² de superficie en una solución de sulfato de cromo (III). Se lleva a cabo la electrólisis durante 3,00 h y la placa de acero se recubre con una capa de cromo de 0,0100 mm de espesor (densidad del cromo = 7,14 Kg/dm³).

- (a) Escribir ecuaciones químicas para las hemirreacciones que tuvieron lugar en los dos electrodos.
 (b) Calcular la masa de cromo depositada sobre la placa.
 (c) ¿Cuál debió ser la intensidad de la corriente utilizada, suponiendo que se mantuvo constante a lo largo del proceso?

R:

- (a) $\text{Cr}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Cr}^0(\text{s})$
 $4\text{OH}^-(\text{ac}) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{e}^-$
 (b) 0,714 g
 (c) $i = 0,37\text{ A}$

Ejercicio 48. Se tiene una solución acuosa de una sal de hierro, pero se desconoce si se trata de Fe^{2+} o Fe^{3+} . Para descubrirlo, se hace pasar una corriente de 2,00 A y al cabo de 15 minutos se depositan 347 mg de hierro metálico.

- (a) ¿De qué catión se trata?
 (b) Escribir la ecuación química correspondiente a la reducción del catión.

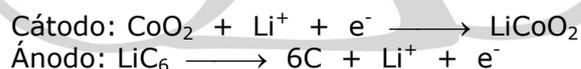
R: (a) Se trata de Fe^{3+} ; (b) $\text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{s})$

Ejercicio 49. Se tiene una solución acuosa de una sal de cobre, pero se desconoce si se trata de Cu^{2+} o Cu^+ . Para descubrirlo, se hace pasar una corriente de 1,50 A y al cabo de 10 minutos se depositan 592,7 mg de cobre metálico.

- (a) ¿De qué catión se trata?
 (b) Escribir la ecuación química correspondiente a la reducción del catión.

R: (a) Se trata de Cu^+ ; (b) $\text{Cu}^+(\text{ac}) + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$

Ejercicio 50. (Adaptado de la 42^o Olimpiada Internacional de Química, Japón, 2010) La batería recargable de ión litio se desarrolló en Japón. Desde la década de 1990 su uso se ha popularizado en aparatos como teléfonos celulares, agendas electrónicas y notebooks. Considerar que las hemirreacciones cuando la batería funciona como una pila son:



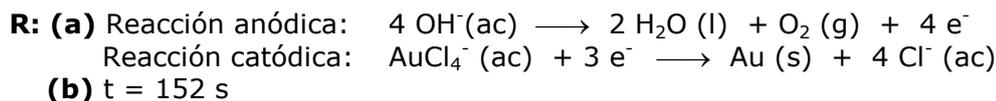
- (a) Escribir la reacción global que ocurre en la batería cuando ésta funciona como una pila.
 (b) Escribir la reacción global que ocurre durante la recarga de la batería.
 (c) La batería se construye usando LiCoO_2 y grafito (C) como los materiales de los electrodos. Calcular la masa del ánodo cuando la batería está completamente cargada, si inicialmente la pila se construye con 10,00 g de LiCoO_2 y 10,00 g de grafito (C).
 (d) ¿Cuál será la masa de ánodo y cátodo cuando se obtuvo una corriente de 2,50 A durante 1,0 h?

R: (a) $\text{CoO}_2 + \text{LiC}_6 \longrightarrow \text{LiCoO}_2 + 6\text{C}$; (b) $\text{LiCoO}_2 + 6\text{C} \longrightarrow \text{CoO}_2 + \text{LiC}_6$; (c) 2,64 g de C (grafito); (d) Ánodo: 3,76 g de C (grafito), Cátodo: 8,38 g de LiCoO_2 .

Ejercicio 51. Se dispone de una celda electrolítica en la cual la hemicelda anódica tiene un electrodo de platino sumergido en una solución acuosa de NaOH y en la hemicelda catódica se sumerge una placa de latón (aleación de cobre y zinc) en una solución de ácido cloroáurico (HAuCl_4).

- (a) Escribir ecuaciones químicas para las reacciones anódica y catódica.
 (b) Si la placa de latón tiene una superficie de $2,15\text{ cm}^2$ y se desea recubrir con una capa de oro de 0,025 mm de espesor, calcular el tiempo (en segundos) por el cual se debe hacer circular una corriente de 1,00 A.

Datos: Densidad del oro metálico: $19,3\text{ g mL}^{-1}$.

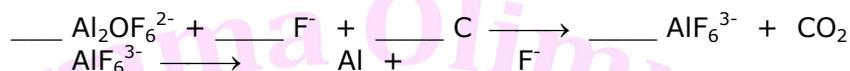


Ejercicio 52. Un método para la obtención de aluminio es la electrólisis de óxido de aluminio Al_2O_3 . Este óxido no es soluble en agua, por lo cual en la cuba electrolítica generalmente se lo disuelve en fundiciones de criolita, un mineral rico en hexafluoroaluminato de sodio (Na_3AlF_6). A alta temperatura (aproximadamente $1.200 \text{ }^\circ\text{C}$) el óxido de aluminio reacciona con el hexafluoroaluminato de la siguiente forma:

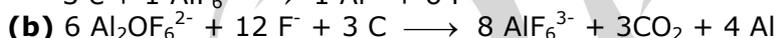
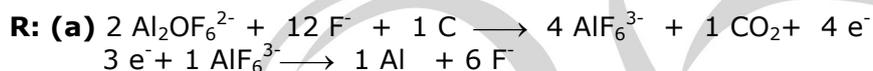


Tanto en el ánodo como en el cátodo se suele utilizar grafito (especie alotrópica del carbono).

- (a) Completar y balancear las ecuaciones químicas que representan a las reacciones anódica y catódica. Indicar cuál de las hemirreacciones ocurre en el ánodo y cuál en el cátodo. No olvides sumar los electrones generados o consumidos en cada caso.



- (b) Escribir la ecuación global del proceso.
 (c) ¿Cuál es la especie que se oxida y cuál es la especie que se reduce?
 (d) ¿Qué masa de grafito se consume para obtener 100 g de aluminio metálico?
 (e) Si se trabaja en una celda que opera con una diferencia de potencial de 4.5 V y con una corriente de 4000 A, ¿en cuánto tiempo se producirá 1 tonelada de aluminio?



- (c) Se oxida el grafito (el C pasa de número de oxidación 0 a +4) y se reduce el $\text{Al}_2\text{OF}_6^{2-}$ (el Al pasa de número de oxidación +3 a 0); (d) Se requieren 33,39 g de grafito; (e) 31 días

REACCIONES DE FORMACIÓN DE SALES EN SOLUCIÓN ACUOSA

Ejercicio 53. Escribir las ecuaciones iónicas netas para la formación de cada sal en solución acuosa: (a) sulfato plumboso; (b) sulfuro cúprico; (c) carbonato cobaltoso; (d) seleccioná dos sales solubles que, cuando se mezclan sus soluciones, forman cada una de las sales insolubles citadas en (a), (b) y (c).

Ejercicio 54. Seleccioná ácidos y bases apropiadas que como resultado de una reacción de neutralización produzcan (a) bromuro de potasio; (b) cianuro de calcio; (c) fosfato de potasio, K_3PO_4 .

Ejercicio 55.

- (a) ¿Cuál de los siguientes es un óxido básico? ¿Su reacción con agua produce una base fuerte o débil? 1) NO_2 ; 2) H_2O ; 3) K_2O ; 4) NaCl ; 5) SO_2
 (b) ¿Cuál de los siguientes es un óxido ácido? ¿Su reacción con agua produce un ácido fuerte o débil? 1) N_2O_5 ; 2) H_2O ; 3) K_2O ; 4) NaCl ; 5) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

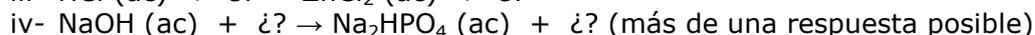
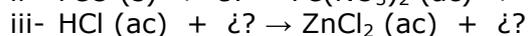
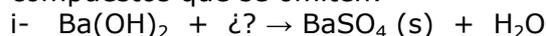
R: (a) K_2O , fuerte; (b) N_2O_5 , fuerte.

Ejercicio 56. Si donde vivís el agua de consumo es "dura", habrás observado la formación de depósitos calcáreos ("sarro"), CaCO_3 , en el interior de una pava, en canillas, lavabos, bañeras, etc. ¿Cuál de los siguientes productos será mejor para disolver esos depósitos? ¿Por qué?: (a) amoníaco; (b) lavandina; (c) soda cáustica; (d) vinagre.

R: el vinagre.

Ejercicio 57.

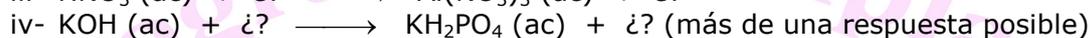
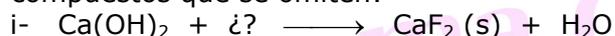
(a) Completar y balancear las siguientes ecuaciones escribiendo las fórmulas de los compuestos que se omiten:



(b) Aunque muchas sales se pueden formar mediante multitud de reacciones, en general se las considera derivadas de la reacción de un ácido con una base. Para cada una de las sales siguientes, escoger al ácido y la base que reaccionarían entre sí para formar la sal y escribir la ecuación química balanceada correspondiente: (i) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; (ii) AlCl_3 ; (iii) $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$; (iv) $\text{Ba}_2\text{P}_2\text{O}_7$.

Ejercicio 58.

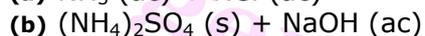
(a) Completar y balancear las siguientes ecuaciones escribiendo las fórmulas de los compuestos que se omiten:



(b) Aunque muchas sales se pueden formar mediante multitud de reacciones, en general se las considera derivadas de la reacción de un ácido con una base. Para cada una de las sales siguientes, escoger al ácido y la base que reaccionarían entre sí para formar la sal y escribir la ecuación química balanceada correspondiente: (i) $(\text{NH}_4)\text{HSO}_4$; (ii) KIO ; (iii) $\text{Fe}_2(\text{SeO}_4)_3$; (iv) $\text{Al}(\text{MnO}_4)_3$

Ejercicio 59. Clasificar a cada sustancia como electrolito fuerte o débil y catalogar a los (a) ácidos fuertes; (b) bases fuertes; (c) ácidos débiles y (d) bases débiles. Proponer estructuras de Lewis para al menos 4 sustancias de las listadas a continuación y nombrar a todas ellas: NaCl , MgSO_4 , HCl , $(\text{COOH})_2$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, H_3PO_4 , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, HNO_3 , HI , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, LiOH , CH_3COOH , NH_3 , KOH , HCN , HClO_4 .

Ejercicio 60. ¿Cuál de estos pares de sustancias se combinarán para producir amoníaco gaseoso?



(c) a y b

(d) Ninguna de las combinaciones anteriores producirá amoníaco gaseoso.

Ejercicio 61. Las sales de perclorato (ClO_4^-) son muy empleadas en el laboratorio ya que el anión perclorato es muy poco reactivo. ¿Como prepararías $\text{Ni}(\text{ClO}_4)_2$ a partir de una reacción de neutralización? Indicar las ecuaciones iónicas balanceadas para cada paso.

Ejercicio 62. Dar un ejemplo de sustancia que posea las siguientes propiedades:

(a) Un óxido de un no metal que a temperatura ambiente sea un gas y se disuelva en agua dando una solución fuertemente ácida.

(b) Un óxido de un no metal que a temperatura ambiente sea sólido e insoluble en agua.

(c) Un óxido de un metal que se disuelva en agua dando una solución fuertemente básica.

(d) Un óxido de un metal insoluble en agua.

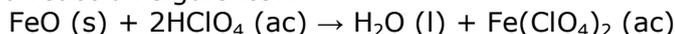
(e) Un hidruro que es un gas a temperatura ambiente y que al disolverse en agua da una solución fuertemente básica.

Ejercicio 63.

(a) ¿Cuál de las siguientes ecuaciones químicas corresponde a la ecuación completa y balanceada de la reacción: $\text{HBr}(\text{ac}) + \text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{ac})$?

- i- $\text{HBr (ac)} + \text{Ca(OH)}_2 \text{ (ac)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O (l)} + \text{Ca}^+ \text{ (ac)} + \text{Br}^- \text{ (ac)}$
- ii- $2\text{HBr (ac)} + \text{Ca(OH)}_2 \text{ (ac)} \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O (l)} + \text{Ca}^{2+} \text{ (ac)} + 2\text{Br}^- \text{ (ac)}$
- iii- $\text{HBr (ac)} + \text{Ca(OH)}_2 \text{ (ac)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O (l)} + \text{Ca}^{2+} \text{ (ac)} + 2\text{Br}^- \text{ (ac)}$
- iv- $2\text{HBr (ac)} + \text{Ca(OH)}_2 \text{ (ac)} \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O (l)} + \text{CaBr}_2 \text{ (s)}$
- v- $\text{HBr (ac)} + \text{Ca(OH)}_2 \text{ (ac)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O (l)} + \text{CaBr}_2 \text{ (s)}$
- vi- $2\text{HBr (ac)} + \text{Ca(OH)}_2 \text{ (ac)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O (l)} + \text{Ca}^{2+} \text{ (ac)} + 2\text{Br}^- \text{ (ac)}$

(b) ¿Cuál de las siguientes corresponde a la ecuación iónica neta balanceada e iones espectadores de la reacción siguiente?:



- i- $\text{FeO (s)} + 2\text{H}^+ \text{ (ac)} + 2\text{ClO}_4^- \text{ (ac)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O (l)} + \text{Fe}^{2+} + 2\text{ClO}_4^- \text{ (ac)}$; no hay iones espectadores
- ii- $\text{FeO (s)} + 2\text{H}^+ \text{ (ac)} + 2\text{ClO}_4^- \text{ (ac)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O (l)} + \text{Fe}^{2+} \text{ (ac)} + 2\text{ClO}_4^- \text{ (ac)}$; ClO_4^- es ion espectador
- iii- $\text{FeO (s)} + 2\text{H}^+ \text{ (ac)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O (l)} + \text{Fe}^{2+} \text{ (ac)}$; ClO_4^- es ion espectador
- iv- $\text{FeO (s)} + 2\text{H}^+ \text{ (ac)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O (l)} + \text{Fe}^{2+} \text{ (ac)}$; ClO_4^- , H^+ , and Fe^{2+} son iones espectadores
- v- $\text{FeO (s)} + 2\text{HClO}_4 \text{ (ac)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O (l)} + \text{Fe(ClO}_4)_2 \text{ (ac)}$; no hay iones espectadores

Ejercicio 64. Supongamos que te dan por separado los siguientes sólidos y solventes: (a) sólidos: Na_2CrO_4 , BaCO_3 , Al(OH)_3 y ZnSO_4 ; (b) solventes: $\text{H}_2\text{O(l)}$, HCl(ac) y $\text{H}_2\text{SO}_4\text{(ac)}$.

Tu trabajo consiste en preparar cuatro soluciones que contengan cada una un catión (es decir, una con Na^+ , otra con Ba^{2+} , y así sucesivamente). ¿Qué solvente usarías para preparar cada solución? Justificá tus respuestas.

Ejercicio 65. Todos los antiácidos tienen uno o más componentes capaces de reaccionar con un exceso de ácido del estómago (que a los efectos del presente ejercicio lo podés considerar como una solución acuosa de HCl). Los productos principales de la reacción son CO_2 y/o H_2O . Escribir ecuaciones químicas iónicas netas que representen la acción neutralizadora de los siguientes antiácidos de uso común:

- (a) Alka-Seltzer (hidrógeno carbonato de sodio);
- (b) Rennie (carbonato de calcio y carbonato de magnesio);
- (c) Leche de magnesia (hidróxido de magnesio);
- (d) Pepsamar (hidróxido de magnesio; hidróxido de aluminio);
- (e) Roloids ($\text{NaAl(OH)}_2\text{CO}_3$).

Ejercicio 66. Se ensaya con papel tornasol una solución acuosa de un soluto desconocido y se determina que es ácida. La solución es débilmente conductora de la electricidad en comparación con una solución de NaCl de la misma concentración. ¿Cuál de los compuestos siguientes podría ser la sustancia desconocida: KOH , NH_3 , HNO_3 , KClO_2 , H_3PO_3 ? Justificá tu elección.

Ejercicio 67. El ácido fosfórico (H_3PO_4) es un reactivo industrial importante que se utiliza en fertilizantes, detergentes y en la industria alimenticia. Se produce por dos métodos distintos. En el método del horno eléctrico, el fósforo elemental (P_4) se quema en aire para formar P_4O_{10} , que se hace reaccionar con agua para formar H_3PO_4 . En el proceso húmedo, la "roca fosfórica", que contiene principalmente $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$, reacciona con ácido sulfúrico dando como productos H_3PO_4 , HF y CaSO_4 . Escribir las ecuaciones químicas balanceadas para estos procesos.

Ejercicio 68. Escribir ecuaciones balanceadas para las reacciones siguientes y nombrar los productos:

- (a) SO_2 con agua; (b) SO_3 con agua; (c) SeO_3 con agua; (d) Na_2O con agua; (e) MgO con SO_2 ;
- (f) BaO con CO_2 ; (g) NaH con agua; (h) BaH_2 con agua.

Ejercicio 69. Escribir ecuaciones químicas balanceadas que representen la reacción entre un

ácido y una base correspondiente a la formación de las siguientes sales: **(a)** BaSO_4 , **(b)** CaCO_3 y **(c)** Na_3PO_4 ; **(d)** Seleccioná dos sales solubles que, cuando se mezclan sus soluciones, forman la sal insoluble BaSO_4 ; **(e)** ¿Qué óxidos dan, al reaccionar con el agua, el ácido y la base de la respuesta del punto b?

R: **(a)** $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{BaSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$; **(b)** $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{CaCO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$; **(c)** $3 \text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}$; **(d)** Pueden ser BaCl_2 y Na_2SO_4 ; **(e)** CO_2 y CaO

REACCIONES ÁCIDO BASE, NEUTRALIZACIONES Y TITULACIONES

Ejercicio 70. La vitamina C, o ácido ascórbico, es un ácido monoprótico de fórmula $\text{C}_6\text{H}_7\text{OH}$, que se vende en comprimidos en las farmacias. Para determinar el contenido de ácido ascórbico, se disolvió un comprimido de 2,176 g en 200 mL de agua. Se titularon 10 mL de la solución resultante con hidróxido de sodio $1,5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$, observándose viraje del indicador luego de agregar 9,4 mL de titulante. Calcular el porcentaje en masa de ácido ascórbico presente en el comprimido.

R: 22,79%

Ejercicio 71. Una muestra de 9,670 g de hidróxido de bario se disolvió y diluyó hasta enrasar un matraz aforado de 250 mL. Se necesitaron 11,56 mL de esta solución para neutralizar 25,0 mL de una solución de ácido nítrico.

- (a)** Calcular la concentración expresada en mol L^{-1} de la solución de ácido.
(b) ¿Qué masa de ácido nítrico hay en dicha solución?

R: **(a)** 0,209 M; **(b)** 1,07 g.

Ejercicio 72. Se preparó una solución de ácido clorhídrico agregando 10,00 mL del ácido concentrado y suficiente agua hasta enrasar un matraz aforado de 1,000 L. Por otro lado se preparó una solución agregando 0,530 g de carbonato de sodio anhidro a un matraz aforado de 100,0 mL y suficiente agua hasta enrasarlo. Se pipetearon 25,00 mL de esta última solución, se agregaron a un tercer matraz y se titularon con la solución del ácido diluido. Se alcanzó el punto final cuando se habían agregado 26,50 mL de ácido.

- (a)** Escribir la ecuación balanceada para la reacción entre $\text{HCl}(\text{ac})$ y $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{ac})$
(b) ¿Cuál era la concentración, expresada en mol L^{-1} del ácido concentrado original?

R: **(a)** $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{ac}) + 2 \text{HCl}(\text{ac}) \longrightarrow 2 \text{NaCl}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac})$; **(b)** 9,43 M.

Ejercicio 73. Durante una práctica de laboratorio se derramó un poco de ácido sulfúrico sobre la mesada. El ácido puede neutralizarse espolvoreando bicarbonato de sodio (NaHCO_3) y posteriormente absorbiendo con un trapo la solución resultante. El NaHCO_3 reacciona con el ácido según la ecuación siguiente (no balanceada):



Se agrega $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ hasta que cesa la efervescencia causada por la formación de CO_2 . Si se derramaron 35 mL de H_2SO_4 6,0 M,

- (a)** ¿qué masa mínima (expresada en gramos) de NaHCO_3 debe agregarse al derrame para neutralizar el ácido?
(b) si en lugar del sólido se dispusiera de medio litro de una solución acuosa de NaHCO_3 0,5 M, ¿se habría logrado el objetivo de neutralizar el derrame?

R: **(a)** 35,3 g; **(b)** no. Hacen falta al menos 840 mL

Ejercicio 74. Se recolectó una muestra de agua de lluvia y se analizó su contenido ácido. El análisis mostró que 100 mL de muestra se neutralizó con 22,4 mL de $\text{NaOH}(\text{ac})$ 0,0122 M. Suponiendo que el ácido presente era ácido sulfuroso (producto de la reacción de dióxido de

azufre con agua), ¿cuál es la concentración, expresada en mol L⁻¹ de ácido en el agua de lluvia?

R: $1,37 \times 10^{-3}$ M

Ejercicio 75. Se vierte 1 mL de ácido clorhídrico concentrado (37 % en masa, $\delta = 1,19$ g mL⁻¹) en un matraz de 500 mL y se diluye con agua hasta el nivel del aforo. Se toman 20,0 mL de la solución así preparada y se vierten en un Erlenmeyer de 250 mL al cual se le agregan 25 mL de agua. ¿Qué volumen (expresado en mL) de NaOH (ac) 0,100 M se necesita para neutralizar el ácido contenido en el Erlenmeyer y cuál era la concentración (expresada en mol L⁻¹) del ácido concentrado original?

R: 4,83 mL de base; 12 M.

Ejercicio 76. El vinagre es una solución acuosa de ácido acético (CH₃COOH) al 5,11 % (en masa). Su densidad es 1,007 g mL⁻¹.

- (a) ¿Cuál es su concentración expresada en moles de ácido acético por litro de solución?
- (b) ¿Qué volumen (expresado en mL) de NaOH 1,0600 M hubieran sido necesarios para neutralizar 25,00 mL de vinagre?

R: (a) 0,8576 M; (b) 20,23 mL

Ejercicio 77. Una muestra de 50,0 mL de hidróxido de calcio 0,0500 M se añade a 10,0 mL de ácido nítrico 0,2000 M.

- (a) Escribir la ecuación química balanceada que representa la reacción entre ambos compuestos en solución acuosa;
- (b) ¿La solución resultante de la mezcla, es ácida o básica?
- (c) ¿Qué cantidad (expresada en moles) en exceso de ácido o de base hay presentes?
- (d) ¿Qué volumen (expresado en mL) de base 0,0500 M o de ácido 0,0500 M se requerirían para neutralizar la solución resultante?

R: (b) es básica; (c) $1,5 \times 10^{-3}$ moles de hidróxido de calcio en exceso; (d) 60 mL de ácido nítrico 0,0500 M.

Ejercicio 78. El ácido butírico, cuya fórmula empírica es C₂H₄O, es el responsable del olor de la manteca rancia. El ácido tiene un hidrógeno ionizable por molécula.

Una muestra de 1,000 g de ácido butírico se neutralizó con 54,52 mL de NaOH 0,2088 M. ¿Cuáles son (a) la masa molar y (b) la fórmula molecular del ácido butírico?

R: (a) $M_r = 87,84$; (b) C₄H₈O₂.

Ejercicio 79. Calcular el número x de moléculas del hidrato del ácido oxálico, H₂C₂O₄·xH₂O, a partir de los siguientes datos: 5,00 g del compuesto se llevaron a exactamente 250 mL de solución acuosa; se requirieron 15,9 mL de solución acuosa de NaOH 0,500 M para neutralizar 25,0 mL de la solución del hidrato.

R: x = 2.

Ejercicio 80. El "bicarbonato de sodio", NaHCO₃ (¿cuál es el nombre correcto según la IUPAC?) es aún hoy en día un remedio eficaz para aliviar la "acidez estomacal". ¿Qué masa de NaHCO₃ será necesaria para neutralizar 85 mL de jugo gástrico, al que podés considerar como una solución acuosa de HCl 0,17 mol L⁻¹?

R: 1,2 g de NaHCO₃.

Ejercicio 81. Si se mezclan 450 mL de solución acuosa de NaOH 1,05 mol L⁻¹ y 225 mL de solución acuosa de ácido acético 2,10 mol L⁻¹, ¿cuál será la concentración (expresada en mol L⁻¹) de la sal en la solución resultante?

R: 0,700 mol L⁻¹ de acetato de sodio acuoso.

Ejercicio 82. Completá la siguiente oración. Si 400 mL de solución acuosa de HCl 0,200 M se añaden a 800 mL de solución acuosa de Ba(OH)₂ 0,0400 M, la solución resultante será _____ M en BaCl₂ y _____ M en _____.

Ejercicio 83. Una muestra impura de (COOH)₂·H₂O cuya masa era de 2,00 g se disolvió en agua y se valoró con solución acuosa estándar de NaOH. La valoración requirió 38,32 mL de NaOH 0,198 M. Calcular la proporción (expresada en porcentaje) de (COOH)₂·H₂O en la muestra.

R: 23,9 % en masa.

Ejercicio 84. El ácido "muriático" (ácido clorhídrico) se vende comúnmente en ferreterías y se lo emplea para remover manchas de cemento y limpiar cerámicos. La concentración de este producto se informa como % en masa. Se quiere determinar la concentración real de HCl en un producto cuya etiqueta declara contener 18% de ácido muriático ($\delta = 1,1 \text{ g mL}^{-1}$). Para ello se tomaron 25,00 mL del producto y se llevaron a 1000 mL en un matraz aforado. De esta solución se titularon 25,00 mL empleando 37,95 mL de una solución acuosa 0,100 M de NaOH. ¿Cuál es la concentración real de HCl en este producto? ¿Es correcta la información en la etiqueta?

R: Su concentración es 6,07 M, que corresponde a 20,7 %, excediendo lo indicado en la etiqueta.

Ejercicio 85. La información siguiente fue tomada de un diario de Pilar (PBA): "Ayer, en horas de la mañana, un camión de la empresa Cofil SRL, sufrió una avería en la boca de uno de sus tanques en los que transportaba seis mil litros de ácido clorhídrico. (...) Finalmente se utilizaron más de doscientas bolsas de cal para neutralizar los efectos nocivos del líquido. Luego se lavó para anular la contaminación, y posteriormente se canalizó por un desagüe hacia el Río Luján."

Suponiendo que se derramó todo el contenido del camión y que contenía ácido clorhídrico 37% en masa ($\delta = 1,19 \text{ g mL}^{-1}$):

- Escribir la ecuación química balanceada correspondiente a la reacción de neutralización empleada para contener el efecto del derrame.
- Calcular cuántas bolsas de 20 kg de cal hidratada (Ca(OH)₂) se hubieran requerido para neutralizar lo más exactamente posible el líquido derramado.

R: Se hubieran requerido al menos 135 bolsas.

Ejercicio 86. El sulfato ácido de sodio, NaHSO₄, es una sal ácida con un gran número de aplicaciones, como la limpieza de metales eliminando depósitos de la superficie. El NaHSO₄ se obtiene mediante la reacción del H₂SO₄ con NaCl.

Para determinar el porcentaje de impurezas de NaCl en el NaHSO₄ comercial, se valoró una muestra de 1,016 g de sal ácida impura con NaOH (ac). Se necesitaron para tal fin 36,56 mL de NaOH 0,225 M.

- Escribir una ecuación iónica neta para la reacción de neutralización.
- ¿Cuál es el porcentaje de NaCl en la muestra valorada?

R: (b) 2,8 % de NaCl.

Ejercicio 87. Una muestra de 0,3664 g de un ácido monoprótico fuerte se disolvió en agua. Se consumieron 20,27 mL de una solución acuosa de NaOH 0,1578 mol/L para neutralizarlo. Calcular la masa molar del ácido. ¿Hubiera cambiado tu respuesta si el ácido en cuestión fuera débil? ¿Por qué?

R: 114,6 g/mol.

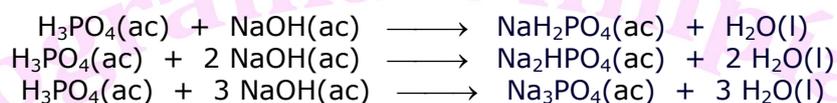
Ejercicio 88. Una muestra de 15,00 mL de HCl(c) se diluyó con agua a 125,0 mL; posteriormente, 25,00 mL de esta solución se diluyeron a un volumen de $1,000 \times 10^3$ mL. Una alícuota de 20,00 mL de esta última solución requirió 17,50 mL de NaOH (ac) $4,114 \times 10^{-2}$ mol/L para su neutralización. ¿Cuál era la concentración del HCl(c) original?

R: 12,00 mol/L.

Ejercicio 89. Una mezcla desconocida consiste en cloruro de sodio sólido y ácido oxálico dihidrato sólido ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, un ácido diprótico). Si se necesitaron 20,50 mL de NaOH (ac) 1,547 mol/L para neutralizar una muestra de 2,500 g de mezcla previamente disuelta en agua, ¿cuál es el porcentaje en masa de ácido en la mezcla?

R: 80 %.

Ejercicio 90. Se mezclan 10 mL de H_3PO_4 (ac) 0,25 mol/L con 18 mL de NaOH(ac) 0,25 mol/L y se diluyen a un volumen final de 100 mL. Teniendo en cuenta que las reacciones de neutralización de uno, dos o tres iones hidrógenos del ácido pueden representarse según:



y que en éstas el segundo ion hidrógeno del ácido no se pierde hasta que el primero ha sido neutralizado, etc., ¿qué oxoaniones del fósforo estarán presentes en solución y cuáles serán sus concentraciones expresadas en mol/L?

R: H_2PO_4^- , 0,005 mol/L y HPO_4^{2-} , 0,02 mol/L.

Ejercicio 91. El electrolito de una batería de plomo debe tener una concentración de ácido sulfúrico entre 4,8 y 5,3 mol/L para que la batería sea lo más efectiva posible. Una muestra de 5,00 mL del ácido de la batería necesita 49,74 mL de NaOH (ac) 0,935 mol/L para reaccionar completamente. ¿Está la concentración del ácido de la batería dentro del intervalo deseado?

R: No (4,65 mol/L).

Ejercicio 92. Para valorar hasta neutralización total una muestra de 0,4324 g de una mezcla de KOH y LiOH son necesarios 28,28 mL de HCl (ac) 0,3520 mol/L. ¿Cuál es el porcentaje en masa de LiOH?

R: 21,6 %.

Ejercicio 93. Una muestra de 50,00 mL de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se añade a 10,00 mL de HNO_3 (ac) 0,200 mol/L.

- (a) La solución resultante, ¿es ácida o básica?
- (b) ¿Cuánto ácido o base están en exceso?
- (c) ¿Qué volumen de ácido o base se requerirían para neutralizar la solución?

R: (a) básica; (b) 0,0015 mol de base; (c) 15 mL más de ácido.

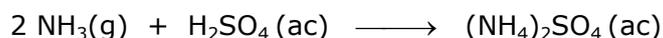
Ejercicio 94. La "cal apagada", $\text{Ca}(\text{OH})_2$, se forma por agregado de agua a la "cal viva", CaO. Se hacen reaccionar 28,0 g de cal viva con 18,0 g de agua.

- (a) Escribir la ecuación química balanceada correspondiente.
- (b) Indicar cuál es el reactivo limitante.
- (c) Calcular la masa de cal apagada que puede obtenerse.

Si la pureza de la cal viva fuese del 90,0 % y se usara la misma masa de cal viva, ¿se obtendría mayor, menor o igual cantidad de hidróxido de calcio? Justificar.

R: (b) CaO; (c) 37,0 g.

Ejercicio 95. El sulfato de amonio es un producto usado como fertilizante, que se puede preparar a partir de amoníaco y ácido sulfúrico, según la reacción representada por:



La reacción se produce con un rendimiento de 93,0 %. Si se desea obtener 1,00 kg de sal disuelta, calcular:

- (a) El volumen de solución de ácido sulfúrico 35,0 % m/V necesario.
- (b) La presión inicial del amoníaco, si la reacción se produce en un tanque cuyo volumen es de 100 dm³ a una temperatura de 50,0 °C.

R: (a) 2,28 L; (b) 4,31 atm.

Ejercicio 96. En un matraz aforado de 1,00 L, se diluyeron con agua hasta el enrase, 250 cm³ de una solución de ácido nítrico 32,0 % en masa ($\delta = 1,19 \text{ g/mL}$). ¿Qué volumen de esta solución diluida serán necesarios para neutralizar 50,0 mL de una solución de hidróxido de sodio acuoso 0,8511 mol/L?

R: 28,2 mL.

Ejercicio 97. Se dispone de 500 mL de una solución que contiene 46,3 g de hidróxido de potasio y 27,6 g de hidróxido de sodio. ¿Qué volumen de una solución de ácido sulfúrico 0,500 mol/L será necesario para neutralizar una alícuota de 30,0 mL de la solución anterior?

R: 90,9 mL.

Ejercicio 98. Se desean preparar 1000 mL de solución de ácido nítrico $4,0 \times 10^{-3}$ mol/L. Para tal fin, se dispone de agua destilada y de otra solución del ácido nítrico 0,501 mol/L.

- (a) ¿Qué volumen de esta última se necesitan para preparar la solución deseada?
- (b) ¿Qué masa de hidróxido de sodio habrá que añadir a la solución así preparada para neutralizarla?

R: (a) 8,0 mL; (b) 0,16 g.

Ejercicio 99. Se desea preparar una solución 0,1 M de ácido clorhídrico.

- (a) Calcular qué volumen de HCl concentrado ($\delta = 1,18 \text{ g/ml}$, 37 % en masa) se deberá diluir a 1000 ml con agua destilada.
- (b) Una vez preparada, esta solución se valora con carbonato de sodio. Calcular su concentración si para titular una muestra de 120,98 mg de carbonato de sodio usando fenolftaleína como indicador se requieren 23,15 ml de solución.

R: (a) 8,36 ml; (b) 0,0986 M

Ejercicio 100. Una muestra sólida está constituida por hidróxido de sodio, hidróxido de potasio e impurezas inertes. Se pesaron 4,7667 g de dicha muestra, se disolvieron en agua y se llevaron a 1000 ml en matraz aforado. La neutralización de 25,00 ml de esta solución de muestra requirió 17,20 ml de solución de ácido clorhídrico 0,1033 M.

Por otro método de análisis se determinó que la concentración de sodio en la muestra era 1500 ppm.

Calcular el contenido de hidróxido de sodio y de hidróxido de potasio en la muestra sólida, expresándolo como % en masa.

R: 83,3 % KOH – 0,3 % NaOH

Ejercicio 101. En un matraz aforado de 0,500 L, se diluyeron con agua hasta el enrase,

25,00 mL de una solución de ácido clorhídrico concentrado (37,0 % en masa, $\delta = 1,18 \text{ g/mL}$). Utilizando esta solución diluida se tituló una muestra de solución de hidróxido de sodio. Calcular la concentración de la solución de NaOH, sabiendo que se emplearon 33,85 mL de la solución de HCl para neutralizar una alícuota de 20,00 mL de muestra.

R: $1,01 \text{ mol L}^{-1}$

Ejercicio 102. La colemanita ($2\text{CaO} \cdot 3\text{B}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) es un mineral rico en boro. A partir de la reacción de este mineral con ácido sulfúrico se obtiene ácido bórico (H_3BO_3). Esta reacción se lleva a cabo a altas temperaturas y el calcio presente cristaliza en la forma de sulfato de calcio dihidrato. De esta forma puede separarse por filtración.

- Escribir una ecuación balanceada que represente disolución del mineral en solución de ácido sulfúrico.
- Se disuelve una muestra de 4,331 g de colemanita en 1000 mL de solución de ácido sulfúrico de concentración 2,00 M. Calcular la masa de $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ que precipitará.
- ¿Cuál será la concentración de ácido bórico en la solución?

R: (a) $2 \text{CaO} \cdot 3\text{B}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O} (\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{ac}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \longrightarrow 2 \text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} (\text{s}) + 6 \text{H}_3\text{BO}_3 (\text{ac})$; (b) Precipitarán 3,6 g de $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; (c) 0,063 M

Ejercicio 103. Se desea preparar 250 mL de una solución de ácido clorhídrico 0,5 M. Para ello se parte de ácido clorhídrico concentrado (37% en masa, $\delta = 1,19 \text{ g mL}^{-1}$).

- ¿Qué volumen de solución de HCl concentrado será necesario?

Para valorar la solución recientemente preparada ("valorar" implica conocer su concentración exacta), se pesa una cierta cantidad de carbonato de sodio en un Erlenmeyer, se disuelve en agua destilada y se mide el volumen de solución de HCl recientemente preparada necesario para neutralizar completamente la muestra de carbonato de sodio.

- Escribir la reacción de neutralización del carbonato de sodio con ácido clorhídrico.

Dicha operación se realiza por duplicado: la primera vez se pesan 0,2060 g de carbonato de sodio y se emplean 7,95 mL para su neutralización; la segunda vez se pesan 0,1922 g de carbonato de sodio y se utilizan 7,45 mL para neutralizarlo.

- Calcular la concentración exacta de la solución de HCl preparada.

Se tiene una solución de benzoato de sodio ($\text{NaC}_6\text{H}_5\text{COO}$) preparada diluyendo 3,0135 g de esta sal en 300 mL de agua destilada y se desea precipitar completamente la muestra en la forma de ácido benzoico.

- Escribir la ecuación química que representa la reacción que ocurre al mezclar las soluciones de benzoato de sodio y ácido clorhídrico.
- Calcular el volumen de solución de HCl diluida que será necesario para precipitar completamente la muestra.

R:

- 10,4 mL de HCl (c)
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{ac}) + 2 \text{HCl} (\text{ac}) \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 (\text{ac}) + 2 \text{NaCl} (\text{ac})$
 $\text{H}_2\text{CO}_3 (\text{ac}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
- 0,488 M
- $\text{NaC}_6\text{H}_5\text{COO} (\text{ac}) + \text{HCl} (\text{ac}) \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} (\text{s}) + \text{NaCl} (\text{ac})$
- 42,85 mL

Ejercicio 104. Se quiere valorar una solución de NaOH que fue preparada disolviendo 1,0055 g de hidróxido de sodio en agua hasta enrasar un matraz de 250 mL.

Para ello se pesa una cantidad de ftalato ácido de potasio, $\text{KC}_8\text{H}_5\text{O}_4$, en un recipiente adecuado, se agrega un indicador (que permite visualizar el punto en el cual la reacción de neutralización se completa) y se agrega gota a gota la solución de NaOH hasta observar un cambio de color en el indicador.

La reacción de neutralización es la siguiente:



- (a) Este procedimiento se realiza cuatro veces. Calcular la concentración exacta de la solución de NaOH a partir de los datos de cada una de las titulaciones resumidos en el siguiente cuadro:

Titulación N°	Masa de $KC_8H_5O_4$	Volumen de solución de NaOH
1	399,7 mg	20,35 mL
2	411,8 mg	20,95 mL
3	395,6 mg	23,50 mL
4	430,2 mg	21,90 mL

- (b) Si calculás la concentración de la solución de NaOH a partir de la masa del hidróxido empleada en su preparación, verás que el valor no coincide con el calculado a partir de los datos del ítem anterior. ¿Se te ocurre algún motivo por el cual esto pueda estar pasando?
- (c) Calcular el porcentaje de pureza del NaOH empleado.

R: (a) 0,0962 M (observar que el valor calculado a partir de la 3ra titulación es anómalo y no debe ser promediado). (b) El NaOH puede tener una pureza menor al 100%; siendo un compuesto altamente higroscópico, posiblemente se trate de agua. (c) 95,7 %

Ejercicio 105. El grado de alcalinidad de aguas naturales es una propiedad importante en los procesos de potabilización de aguas, ya que la eficiencia del proceso de floculación depende de este parámetro. Un Laboratorio de Análisis de Aguas realiza determinaciones de la alcalinidad de una muestra. Ésta se realiza por titulación con una solución valorada de HCl. En primer lugar, se prepara una solución 0,1 M de HCl a partir de HCl(c). Luego, para valorar esta solución, se pesan una determinada masa de Na_2CO_3 , se coloca en un Erlenmeyer de 250 mL, se añaden 50 mL de agua destilada y 3 gotas de una solución de naranja de metilo. Se titula la solución de Na_2CO_3 con HCl 0,1 M hasta el viraje del indicador. El procedimiento se repite tres veces.



Titulación N°	Masa de Na_2CO_3 (g)	Volumen de solución de HCl (mL)
1	0,1564	28,50
2	0,1723	31,45
3	0,1489	22,15

- (a) Balancear la reacción de neutralización.
 (b) Calcular el volumen de HCl(c) necesario para preparar 250 mL de HCl 0,1 M.
 (c) Calcular la concentración exacta de la solución de HCl preparada.

Datos: $[HCl(c)] = 36\% \text{ m/m}$; $\delta HCl(c) = 1,179 \text{ g/cm}^3$

Ejercicio 106.

- (a) Si se mezcla una solución de 0,400 g de **A** en 250,00 mL de agua (pH = 12,6) con ácido carbónico en exceso, se obtiene un precipitado blanco, que una vez filtrado y secado cuidadosamente pesa 540,3 mg.
 (b) Elegir cuál de los siguientes compuestos puede ser el compuesto A: NaOH, $Ba(OH)_2$, KOH, $CaCl_2$, $Ca(OH)_2$, $Cd(OH)_2$.
 (c) Escribir la ecuación balanceada que representa a la reacción que ocurre al mezclar la solución acuosa de A con ácido carbónico.
 (d) ¿Qué volumen de solución de HCl 0,0500 M se necesitará para neutralizar 25,00 mL de solución de A?

R: (a) $Ca(OH)_2$; (b) $Ca(OH)_2(ac) + H_2CO_3(ac) \longrightarrow CaCO_3(s) + 2 H_2O(l)$; (c) 21,6 mL

REACCIONES ACIDO BASE Y CÁLCULOS DE pH**Ejercicio 107.**

El agua sufre un proceso de autoionización que puede representarse mediante la siguiente ecuación química: $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$. Las concentraciones de H^+ y de OH^- no son independientes, sino que se encuentran vinculadas por la siguiente expresión: $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$. K_w es un número cuyo valor depende solamente de la temperatura.

- El valor de K_w del agua a 25 °C es 1.10^{-14} . ¿Cuánto vale el pH del agua pura a esta temperatura?
- El valor de K_w del agua a la temperatura normal del cuerpo humano, 37 °C es $2,5.10^{-14}$. ¿Cuánto vale el pH del agua pura a esta temperatura?
- Calcular el pH de una solución acuosa de ácido clorhídrico: (i) 0,1 M; (ii) 10^{-8} M.

Ejercicio 108.

Considerando las siguientes sales solubles: $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$; NH_4F ; $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{IO}$.

- Escribir las reacciones de disolución de estas sales en agua.
- Escribir las posibles reacciones de los iones de estas sales con agua.
- Indicar si las soluciones serán ácidas, básicas, o aproximadamente neutras.

Datos: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,80.10^{-5}$; $K_a(\text{NH}_4^+) = 5,56.10^{-10}$; $K_a(\text{HF}) = 7,2.10^{-4}$; $K_a(\text{CH}_3\text{NH}_3^+) = 2.10^{-11}$; $K_a(\text{HIO}) = 2,30.10^{-11}$

Ejercicio 109.

- Calcular la concentración de los iones H_3O^+ , OH^- , NH_3 y K^+ en una solución 0,010 M de KNH_2 (ac) a 25°C ($K_w = 1,00 \times 10^{-14}$). En agua, el ion NH_2^- actúa como una base fuerte.
- ¿Cuál será el pH de la solución indicada en a) a 60°C ($K_w = 9,55 \times 10^{-14}$ a dicha temperatura)?

R.: (a) $[\text{OH}^-] = [\text{NH}_3] = [\text{K}^+] = 0,010$ M.

Ejercicio 110. Calcular el pH de cada una de las siguientes soluciones acuosas de ácidos o bases fuertes:

- HNO_3 0,010 M
- HCl 0,22 M
- 10,0 mL de KOH 0,022 M luego de haber sido diluidos hasta 250 mL
- 50,0 mL de HBr 0,00043 M luego de haber sido diluidos hasta 250 mL.

R.: pHs: (a) 2,00; (b) 0,66; (c) 10,94; (d) 4,07.

Ejercicio 111.

- El pH de una solución es 6,7. Sólo con esta afirmación, ¿se puede concluir que la solución es ácida? Si no, ¿qué información adicional se necesita?
- ¿Cuál(es) de las siguientes afirmaciones concernientes a una solución 0,10 M de un ácido débil HA es/son cierta(s)? (a) el pH es 1,00; (b) $[\text{H}^+] > [\text{A}^-]$; (c) $[\text{H}^+] = [\text{A}^-]$; (d) el pH es menor que 1.

Ejercicio 112. Calcular el pH de cada una de las soluciones de los siguientes ácidos fuertes: (a) HBr $1,8 \times 10^{-4}$ M; (b) 1,02 g de HNO_3 en 250 mL de solución acuosa; (c) una solución acuosa formada mezclando 10,0 mL de HBr 0,0100 M con 20,0 mL de HCl $2,50 \times 10^{-3}$ M.

R.: (a) pH = 3,74; (b) pH = 1,19; (c) pH = 2,30.

Ejercicio 113. Calcular el pH de las siguientes soluciones de bases fuertes:

- $\text{Sr}(\text{OH})_2$ $3,50 \times 10^{-4}$ M
- 1,50 de LiOH en 250 mL de solución acuosa
- 1,00 mL de NaOH 0,095 M diluido a 2,00 L
- una solución acuosa formada mezclando 10,0 mL de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,0150 M con 30,0 mL de NaOH $6,80 \times 10^{-3}$ M.

R.: (a) pH = 10,8; (b) pH = 13,4; (c) pH = 9,68; (d) pH = 12,1.

Ejercicio 114.

- (a) El pH de una solución 0,0642 M de un ácido monoprótico es 3,86. ¿Se trata de un ácido fuerte?
- (b) Sean HA y HB dos ácidos débiles, aunque HB es el más fuerte de los dos. ¿Será necesario un mayor volumen de solución 0,100 M de NaOH para neutralizar 50,0 mL de HB 0,100 M que para neutralizar 50,0 mL de HA 0,100 M?

R.: (a) No; (b) No.

Ejercicio 115. Una muestra de 25,0 mL de HNO₃ 0,125 M se valora con NaOH 0,100 M. Calcular el pH de la solución (a) antes de la adición de NaOH y después de la adición de (b) 5,0 mL; (c) 12,5 mL; (d) 25,0 mL; (e) 31,25 mL y (f) 37,5 mL de NaOH.

R.: (a) 0,903; (b) 1,06; (c) 1,300; (d) 1,900; (e) 7; (f) 12,00

Ejercicio 116.

- (a) ¿Por qué las sales solubles de bases fuertes y ácidos débiles dan soluciones acuosas básicas? Justificá tu respuesta mostrando las reacciones que ocurren al disolver hipoclorito de sodio (NaClO) en agua.
- (b) ¿Qué determina que las soluciones obtenidas por disolución de sales de ácidos y bases débiles sean neutras, ácidas o básicas? Clasificar las disoluciones de las siguientes sales como ácidas o básicas: (i) NH₄F; (ii) CH₃NH₃OI.

Datos: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$; $K_a(\text{HF}) = 7,2 \times 10^{-4}$; $K_b(\text{CH}_3\text{NH}_2) = 5,0 \times 10^{-4}$; $K_a(\text{HOI}) = 2,3 \times 10^{-11}$.

Ejercicio 117.

- (a) Se midió el pH de una solución 0,10 M de HClO₂ obteniéndose el valor 1,57. ¿Se trata de un ácido fuerte o de un ácido débil? ¿Cuál es el porcentaje de ionización del ácido en dicha solución?
- (b) ¿Y cuál es el porcentaje de ionización de dicho ácido en una solución 0,010 M, cuyo pH es 2,21?

Explicar los resultados obtenidos en (a) y (b).

R.: (a) es un ácido débil que está ionizado un 26,9 % en dichas condiciones; (b) está ionizado un 61,7%

Ejercicio 118. Si mezclás un litro de solución acuosa de ácido clorhídrico (pH = 1,000) con nueve litros de solución acuosa de hidróxido de bario (pH = 11,000), ¿cuál será el pH de la solución resultante? ¿Debés preocuparte por considerar en tus cálculos el volumen de agua producido en la reacción ácido-base? ¿Por qué?

R.: 2,04.

Ejercicio 119. Elegir la opción correcta, justificando brevemente tu razonamiento:

Si el valor de la K_a del ácido HZ es $7,2 \times 10^{-4}$, entonces resulta que:

- (a) HZ se ioniza ampliamente en solución acuosa.
- (b) el H₂O es una base más fuerte que Z⁻.
- (c) HZ es un ácido más fuerte que H₃O⁺.
- (d) una solución de NaZ debería ser neutra.
- (e) debe formarse HZ al mezclar soluciones acuosas de NaZ y HCl.

Ejercicio 120. ¿Qué volumen de una solución acuosa de KOH 0,1000 M debería añadirse a 50,00 mL de una solución acuosa de ácido nítrico cuyo pH = 0,000, para que la mezcla final tenga un pH = 11,96? (considerar que los volúmenes son aditivos).

R: 555 mL.

Ejercicio 121. Una muestra de 10,0 mL de una disolución acuosa de hidróxido de sodio se diluyó con agua hasta un volumen final de 300 mL. Con esta solución diluida se llenó una bureta, requiriéndose 12 mL para titular 10 mL de ácido clorhídrico 0,300 M.

- (a) Indicar cuál fue el factor de dilución de la base.
(b) Calcular la concentración y el pH de la solución de NaOH diluida.

Si el ejercicio hubiera tratado sobre una solución acuosa de hidróxido de amonio, ¿se habrían gastado más, menos o el mismo volumen en la titulación con HCl 0,300 M? Y el pH de la hipotética solución diluida de hidróxido de amonio, ¿hubiera sido mayor, igual o menor que el correspondiente a la solución diluida de hidróxido de sodio?

R: (a) Dilución 1:30; (b) $[\text{NaOH}]_{\text{dil}} = 0,250 \text{ M}$; $\text{pH} = 13,4$.

Ejercicio 122. Indicar si la siguiente afirmación es verdadera o falsa y justificá tu respuesta cualitativamente. Si dos soluciones ácidas de igual concentración tienen diferente pH, la que tiene mayor pH corresponde a un ácido de menor K_a .

Ejercicio 123. 5,00 mL de ácido nítrico 6,30 % m/V se diluyeron con agua para obtener 100 mL de solución. Si desearas titular la solución ácida diluida con una monobase:

- (a) ¿Cuál de las siguientes concentraciones de monobase utilizarías para tal fin? ¿Por qué?
i. 1 M.
ii. 0,05 M.
iii. 0,5 M.
iv. Ninguna de las anteriores es adecuada.
(b) ¿Es importante saber si la monobase en cuestión debe ser un electrolito fuerte o débil?

R: (a) opción ii)

Ejercicio 124.

- (a) Calcular el pH de una solución acuosa de ácido sulfúrico $0,01 \text{ mol L}^{-1}$ considerándolo en primera aproximación como un ácido diprótico fuerte.
(b) Sabiendo que el ácido sulfúrico es en realidad sólo moderadamente fuerte en su segunda ionización, ¿entre qué rango de valores estará el verdadero pH de la solución acuosa $0,01 \text{ mol L}^{-1}$? Expresá tu razonamiento de manera cualitativa.

R: (a) $\text{pH} = 1,69$; (b) $1,69 < \text{pH} < 2,00$.

Ejercicio 125. En la extracción de bromo del agua de mar mediante el uso de cloro,



primero el agua de mar se lleva a pH 3,5 y después se la trata con $\text{Cl}_2(\text{g})$. En la práctica, el pH del agua de mar se ajusta con ácido sulfúrico y la masa de cloro utilizada es 15 % superior a la teórica. Suponiendo una muestra de agua de mar con un pH inicial de 7,0, una densidad de $1,03 \text{ g mL}^{-1}$ y un contenido de bromo de 70 ppm en masa, ¿qué masas de ácido sulfúrico y de cloro deben utilizarse en la extracción de bromo de 1000 L de agua de mar?

R.: 15 g de H_2SO_4 y 37 g de Cl_2 .

Ejercicio 126. 1,00 mL de una solución acuosa de NaOH neutraliza 0,450 g de solución acuosa de H_2SO_4 1,00 % en masa.

- (a) ¿Cuál es el pH de la solución acuosa de NaOH?
(b) ¿Qué masa de NaOH(s) al 90,0% de pureza debe añadirse a 1,50 L de la solución acuosa de NaOH para que ésta tenga una concentración $0,100 \text{ mol L}^{-1}$?

Considerar que las impurezas del NaOH(s) son inertes y que el volumen de solución no se altera por el agregado del sólido.

R: (a) 12,96; (b) añadir 0,544 g de NaOH(s) a 1500 mL de la solución anterior.

Ejercicio 127. El ácido caproico ($\text{HC}_6\text{H}_{11}\text{O}_2$, un ácido monoprótico) se encuentra en pequeñas cantidades en los cocos y aceites de palma y se lo utiliza en la fabricación de sabores artificiales. Una solución acuosa saturada de este ácido contiene 11,0 g/L y tiene $\text{pH} = 2,94$. ¿Se trata de un ácido fuerte?

R.: No, si la disociación fuera completa el pH sería 1,02.

Ejercicio 128. ¿Cuál será el pH de una solución que se obtiene al disolver 205 mL de HCl(g) medidos a 23 °C y 751 Torr en 4,25 L de solución acuosa?

R: 2,71.

Ejercicio 129. ¿Qué volumen de HCl (ac) concentrado (36 % en masa, $\delta = 1,18$ g/mL) se necesitan para obtener 12,5 L de una solución acuosa con $\text{pH} = 2,10$?

R.: 8,5 mL.

Ejercicio 130. Mostrar que cuando $[\text{H}_3\text{O}^+]$ se reduce a la mitad de su valor original, el pH de la solución aumenta en 0,30 unidades, independientemente del valor inicial del pH. ¿Es cierto también que cuando una solución se diluye hasta la mitad de su concentración original, el pH aumenta en 0,30 unidades? Justificar.

Ejercicio 131. Se mezclan 25,00 mL de una solución acuosa de HNO_3 con un $\text{pH} = 2,12$, con 25,00 mL de una solución acuosa de KOH con un $\text{pH} = 12,65$. ¿Cuál es el pH de la solución final?

Ejercicio 132. Se tiene una solución acuosa de NaOH 0,08 molal ($\delta = 1,04$ g/mL). ¿A qué volumen hay que diluir 10,0 mL de esta solución para que su pH sea 11,25?

R: 466 mL.

Ejercicio 133. Dadas las soluciones acuosas siguientes, todas las cuales tienen el mismo pH, indicar cuál de ellas tiene la mayor concentración (mol/L): (i) KOH; (ii) NH_2OH ($K_b = 6,60 \times 10^{-9}$); (c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$ ($K_b = 4,68 \times 10^{-4}$).

R: (ii).

Ejercicio 134. Se mezclan 23,0 g de una solución A de NaOH que contiene 14,0 g de soluto en 100 mL de solución ($\delta = 1,150$ g/mL) con una solución B del mismo soluto. Se obtienen así 90,0 mL de solución 2,00 mol/L. Considerar que los volúmenes son aditivos.

(a) Calcular la concentración (mol/L) de la solución B.

(b) Se diluye 20 veces la solución A, obteniéndose la solución C. Calcular el pH de la solución C.

(c) Indicar si el pH de la solución C es mayor, menor o igual al de una solución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ cuya concentración es un tercio de la concentración de C.

R.: (a) 1,57 mol/L; (b) 13,24; (c) mayor.

Ejercicio 135. Se dispone de tres soluciones ácidas: i) 100 cm^3 de solución de ácido hipobromoso ($\text{pK}_a = 8,60$); ii) 15 cm^3 de solución de ácido fórmico ($\text{pK}_a = 3,75$) y iii) 10 cm^3 de solución de ácido acético ($\text{pK}_a = 4,75$). Todas las soluciones son de igual concentración molar. Indicar cuál/es de las afirmaciones siguientes es/son correcta/s:

(a) " $\text{pH}_{ii} < \text{pH}_{iii} < \text{pH}_i$."

(b) " $[\text{H}_3\text{O}^+]_{ii} > [\text{H}_3\text{O}^+]_{iii}$."

(c) " $[\text{OH}^-]_{ii} > [\text{OH}^-]_{iii}$."

(d) "No se puede responder pues falta el dato de la concentración de las soluciones."

R.: (a) y (b).

Ejercicio 136. Se tiene una solución acuosa de KOH de concentración desconocida. Al diluir 10,0 ml de dicha solución hasta un volumen final de 500 ml se obtiene una solución de pH 10,85. Calcular la concentración de la solución original.

R: 0,035 M

Ejercicio 137. Calcular el pH de las siguientes soluciones de ácidos o bases fuertes a 25 °C:

(a) HCl 0,012 M

(b) KOH 0,033 M

(c) 1,00 ml de HNO₃ 0,035 M luego de haber sido diluido hasta 250,0 ml.

Repetir el cálculo para las mismas soluciones a 37 °C, sabiendo que el valor de k_w para el agua a esa temperatura es $2,5 \times 10^{-14}$.

Ejercicio 138. Una muestra de 10,0 ml de solución acuosa 0,500 M de HCl se titula con solución acuosa de NaOH 0,250 M. Calcular cuál fue el volumen de titulante agregado cuando el pH es: (a) 1,30; (b) 3,08; (c) 7,00; (d) 10,9

R: (a) 15,0 ml; (b) 19,9 ml; (c) 20,0 ml; (d) 20,1 ml

Ejercicio 139. Si mezclás 1,000 L de solución de hidróxido de potasio (pH 10,50) con 3,000 L de solución de ácido clorhídrico, el pH de la solución resultante es 4,00. ¿Cuál era el pH de la solución de ácido?

R: 3,62

Ejercicio 140. Se desea conocer la composición de una mezcla sólida de hidróxido de sodio, hidróxido de potasio, hidróxido de bario e impurezas inertes.

(a) Un análisis indica que el contenido de sodio elemental es 5,75% en masa. Calcular el contenido de NaOH en la muestra, expresado como porcentaje en masa.

(b) Si se disuelve 1,00 g de muestra en 100,0 mL de agua y se agrega cantidad suficiente de sulfato de sodio, precipita la sal insoluble sulfato de bario. A continuación, se filtra el precipitado, se seca y se pesa: 0,899 g. Escribir la ecuación química que representa la formación de dicha sal y calcular el contenido de hidróxido de bario en la muestra original, expresado como porcentaje en masa.

(c) Se sabe que al preparar una solución de 3,00 g de muestra sólida en 100,0 mL de agua, el pH de dicha solución es 13,63. Calcular el contenido de hidróxido de potasio.

(d) ¿Cuál es el contenido de impurezas inertes?

R: (a) 10,0% de NaOH; (b) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (ac) + Na_2SO_4 (ac) \longrightarrow BaSO_4 (s) + 2 Na^+ (ac) + 2 OH^- (ac); 66,0% de $\text{Ba}(\text{OH})_2$; (c) 22,5% de KOH; (d) 1,5% de impurezas inertes.

Ejercicio 141.

(a) Calcular el pH de una solución de ácido nítrico preparada a partir de la dilución de 1,00 mL de ácido nítrico concentrado (70,0 % en masa, $\delta = 1,413 \text{ g cm}^{-3}$) en un volumen final de 500 mL.

(b) Calcular el pH de una solución de KOH preparada a partir de disolver 2,335 g de KOH (98,45 % de pureza) en un volumen final de 1000 mL.

R: (a) pH = 1,50; (b) pH = 12,62

Ejercicio 142.

(a) El ácido pícrico ($\text{C}_6\text{H}_3\text{N}_3\text{O}_7$), uno de los fenoles más ácidos, se ha utilizado como carga aumentadora en explosivos así como también como antiséptico y en colorantes. Una

- solución acuosa saturada contiene 12,7 g/L y un pH = 1,31. ¿Se trata de un ácido fuerte? Justificar.
- (b) Calcular el pH de una solución de ácido bromhídrico preparada a partir de la dilución de 2,5 mL de ácido bromhídrico concentrado (47,6% m/m, $\delta = 1,49 \text{ g/cm}^3$) en un volumen final de 300 mL.
- (c) Calcular el pH final cuando se mezcla la solución preparada en el ítem (b) con una solución de NaOH preparada por disolución de 3,456 g de NaOH (99% de pureza) en un volumen final de 200 mL.

EJERCICIOS INTEGRADORES

Ejercicio 143. (Adaptado del examen de primera ronda de la Olimpiada Británica de Química). El dióxido de cloro, ClO_2 , fue el primer óxido de cloro en ser descubierto. Aunque inestable en los estados líquido o gaseoso, actualmente se lo produce en gran escala para el blanqueo de la pulpa de madera y para el tratamiento de aguas. Más recientemente, se lo utilizó para eliminar moho de las casas inundadas de Nueva Orleans luego del paso del huracán Katrina.

- (a) Dibujar una estructura de Lewis de la molécula de ClO_2 y estimar el ángulo de enlace O-Cl-O en base a la TREPEV.

Humphry Davy fue el primero en obtener dióxido de cloro, mediante la muy peligrosa desproporción del ácido clórico, HClO_3 , formado por adición de ácido sulfúrico a un clorato sólido, como por ejemplo el KClO_3 . Los otros productos de la desproporción son el agua y el ácido perclórico, HClO_4 .



- (b) Balancear ("a ojo") la ecuación precedente.
- (c) Indicar los estados de oxidación del cloro en ClO_2 , HClO_3 y HClO_4 .
- (d) Dibujar la estructura de una molécula de HClO_4 . ¿Cuál es el ángulo de enlace O-Cl-O en el ion perclorato?

Por razones de seguridad, el dióxido de cloro suele generarse in situ, es decir, allí donde será utilizado. Para el blanqueo de pulpa, el ClO_2 se genera a partir de clorato de sodio en medio ácido y, por ejemplo, dióxido de azufre:



- (e) Balancear la ecuación precedente.
- (f) Dibujar las estructuras, indicando ángulos de enlace, de SO_2 y Na_2SO_4 .

En el laboratorio, el ClO_2 se produce por reacción de clorato de sodio, NaClO_3 y ácido oxálico $(\text{COOH})_2$, en medio ácido. La reacción también produce CO_2 , el cual diluye al ClO_2 :



- (g) Balancear la ecuación precedente.
- (h) Dibujar la estructura del ácido oxálico.

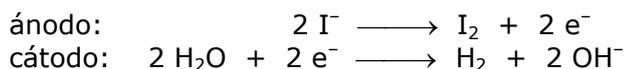
La compañía Sabre produce ClO_2 oxidando clorito de sodio con gas cloro:



- (i) Balancear la ecuación anterior.
- (j) Dibujar la estructura, indicando el ángulo de enlace, del ion ClO_2^- .

Ejercicio 144. Se pasa corriente a través de 500 mL de una solución acuosa de CaI_2 . Tienen

lugar las siguientes reacciones de electrodo:



Después de un tiempo, el análisis de la solución muestra que se han formado 47,7 mmol de I_2 .

- ¿Cuánta carga (expresada en faradays) ha pasado por la solución?
- ¿Qué volumen de H_2 se ha formado (medido a 1,00 atm y 0 °C)?
- ¿Cuál es el pH de la solución?

R.: (a) 0,0954 faradays; (b) 1,07 L; (c) 13,3.

Ejercicio 145. Se trató una muestra de 100,0 mg de un metal puro M con un exceso de ácido sulfúrico diluido, produciéndose $\text{M}^{3+}(\text{ac})$ y 25,0 mL de hidrógeno gaseoso, recolectado en agua a 22,0 °C y 95,33 kPa). La presión de vapor del agua a 22,0 °C es 2,67 kPa. ¿Cuál es el símbolo químico del metal M?

R: Tb.

Ejercicio 146. Se hacen reaccionar 220 g de As_2O_3 (90,0 % de pureza) con 25,4 dm³ de solución acuosa de HNO_3 . El agua se encuentra en exceso. La reacción ocurre con un rendimiento del 85,0% y puede representarse según:



El gas obtenido se recoge en un recipiente de 35,0 dm³ a 316 K y 608 Torr.

- Calcular la concentración (mol/L) de la solución de HNO_3 .
- Si se cambiara la solución de HNO_3 por igual volumen de otra de menor pH sin modificar las demás condiciones, indicar si el volumen de gas obtenido será mayor, menor o igual.
- Escribir la especie oxidada del agente reductor y la especie reducida del agente oxidante.

R: (a) 0,0501 mol/L ; (b) mayor ; (c) AsO_4^{3-} ; NO.

Ejercicio 147. Como primer paso para la obtención de cromo metálico a partir de cromita, $\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$, se lleva a cabo la siguiente reacción (no balanceada) en un horno eléctrico:



- Sabiendo que los dos átomos de cromo se encuentran en el mismo estado de oxidación en la cromita ¿Cuál será el estado de oxidación del cromo y del hierro en el mineral?
- Identificar a la especie reductora e indicar su estado de oxidación inicial y final.
- Balancear la ecuación.

R: (a) El cromo se encuentra en estado de oxidación +3 y el hierro en estado de oxidación +2. (b) La especie reductora es el carbono: pasa de estado de oxidación 0 a +2. (c) $\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO} (\text{s}) + 4 \text{C} (\text{s}) \rightarrow \text{Fe} (\text{s}) + 2 \text{Cr} (\text{s}) + 4 \text{CO} (\text{g})$

Ejercicio 148. El cromo es extremadamente resistente a los agentes corrosivos ordinarios, lo cual explica su amplio uso como capa protectora por electrodeposición (proceso de "cromado"). Para realizar un fino recubrimiento con cromo sobre una pieza de acero, se la sumerge en 250 mL de una solución acuosa de dicromato de potasio 0,500 M y se hace circular corriente.

- Sabiendo que las reacciones ocurren en medio ácido, escribir la ecuación balanceada que representa a la reacción que ocurre sobre la superficie de la pieza de acero.
- ¿Qué masa de cromo se depositará si se hace circular una corriente de 0,500 A durante 15,00 minutos?

(c) Al cabo de este tiempo, ¿Cuál será la concentración de la solución de dicromato de potasio?

R: (a) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) + 14 \text{H}^+(\text{ac}) + 12 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Cr}(\text{s}) + 7 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. (b) Se depositarán 40,4 mg. (c) La concentración final de la solución será 0,498 M.

Ejercicio 149. El ácido oxálico es un ácido diprótico de fórmula $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

- (a) Calcular la concentración de una solución acuosa de dicho ácido, si se requieren 15,80 mL de KOH 0,200 M para neutralizar completamente 10,00 mL de la solución. Considerar que se titularon los dos protones del ácido.
 (b) Calcular la masa de ácido oxálico que se disolvió en 500,0 mL de agua para preparar la solución del ítem (a).
 (c) Calcular el pH de la solución de KOH utilizada.

R: (a) 0,158 M; (b) 7,112 g; (c) pH=13,3

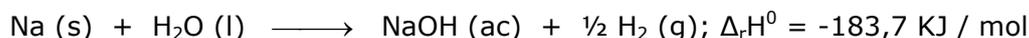
Ejercicio 150. En el ejercicio anterior se averiguó la concentración de la solución de ácido oxálico a través de una titulación ácido-base. Otra forma de "titular" esta solución es empleando una solución de permanganato de potasio. Cuando se mezclan ambas soluciones se genera $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{Mn}^{2+}(\text{ac})$ como parte de los productos de la reacción.

- (a) ¿Qué tipo de reacción ocurre? Identificar el reactivo que se oxida y el reactivo que se reduce en la reacción.
 (b) ¿Cuál es el número de oxidación inicial y final en el C y en el Mn?
 (c) Escribir las hemirreacciones de oxidación y de reducción. No olvides balancearlas en masa y en carga. Para esto último considerar que la reacción ocurre en solución acuosa y en medio ácido.
 (d) Escribir la reacción global (¡Balanceada!).
 (e) ¿Qué volumen de solución de KMnO_4 0,100 M será necesario para titular 10,00 mL de la solución de ácido oxálico del ejercicio anterior?

R: (a) Ocurre una reacción de óxido-reducción; (b) C: Número de oxidación inicial= +3, Número de oxidación final = +4; Mn: Número de oxidación inicial= +7, Número de oxidación final = +2; (c) Hemirreacción de oxidación: $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{ac}) \longrightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^+(\text{ac}) + 2 \text{e}^-$; Hemirreacción de reducción: $\text{MnO}_4^-(\text{ac}) + 8 \text{H}^+(\text{ac}) + 5 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$; (d) $2 \text{MnO}_4^-(\text{ac}) + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{ac}) + 6 \text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow 2 \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + 10 \text{CO}_2(\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$; (e) 6,32 mL

Ejercicio 151. Un grupo de alumnos que no sabían que los metales alcalinos reaccionan violentamente con el agua, arrojaron un trozo de sodio metálico en un balde con 4 L de agua. Por supuesto, se asustaron mucho con la explosión provocada y tuvieron suerte de no haber salido lastimados. Pasado el susto, se acercaron al balde y observaron que el sistema se había calentado mucho.

- (a) Estimar la masa del trozo de sodio metálico a partir de la temperatura final del sistema (45 °C) y la entalpía de la siguiente reacción:



La capacidad calorífica del agua es $4,184 \text{ J g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$. Considerar que la temperatura ambiente es 20 °C.

- (b) Uno de los estudiantes tuvo la idea de preparar una solución de ácido y titular el hidróxido, para calcular su concentración. Para ello vertió 2,0 ml de ácido clorhídrico concentrado (37 % en masa, $\delta = 1,19 \text{ g ml}^{-1}$) en un matraz de 100 ml y lo diluyó con agua hasta el aforo. Para neutralizar 20,0 ml de la solución del balde se consumieron 32,5 ml de solución de ácido clorhídrico. Calcular la concentración de la solución de NaOH formada.
 (c) ¿Son consistentes estos dos resultados? Si se supone que todo el calor liberado en la reacción fue usado para aumentar la temperatura de la solución, recalculer el volumen de agua que había realmente en el balde.

R: (a) 52,4 g; (b) 0,40 M; (c) No, no son consistentes. En el balde había 5,7 L.

Ejercicio 152. Se recolectó una muestra de agua de lluvia procedente de una zona altamente contaminada por emanaciones de óxidos de nitrógeno y óxidos de azufre y se analizó su contenido ácido. El análisis mostró que 100,00 mL de muestra se neutralizaron con 17,25 mL de solución de NaOH 0,0200 M.

- (a) Qué masa de NaOH (pureza 99,0%) se necesita para preparar 1 Litro de solución de NaOH 0,0200 M.
- (b) Suponiendo que los ácidos presentes son ácido sulfúrico y ácido nítrico, y considerando a ambos como ácidos fuertes, calcular el pH de la muestra de lluvia.
- (c) Para analizar el contenido de ácido sulfúrico, se tomaron 500,00 mL de muestra de lluvia y se agregó exceso de solución de cloruro de bario. A continuación se filtró el precipitado formado, se secó cuidadosamente en estufa. Su masa seco fue 174,98 mg.
- Escribir la ecuación que representa a la reacción química que ocurre al mezclar las soluciones.
 - Calcular la concentración de ácido sulfúrico presente en la muestra de lluvia.
 - Calcular la concentración de ácido nítrico presente en la muestra de lluvia.

R: (a) 0,808 g; (b) pH = 2,46; (c) i- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \longrightarrow 2 \text{H}^+(\text{ac}) + 2 \text{Cl}^-(\text{ac}) + \text{BaSO}_4(\text{s})$; ii- 0,0015 M; iii- 0,00045 M.

Ejercicio 153. El litio es un metal blando, de color plateado, que posee una densidad extremadamente baja. Se oxida fácilmente, tanto en contacto con oxígeno como en contacto con agua. Por este motivo, en la naturaleza no se lo encuentra libre como metal. Al igual que otros metales alcalinos, el litio puro es altamente inflamable y ligeramente explosivo cuando se expone al aire y especialmente al agua. Es además corrosivo por lo que requiere el empleo de medios adecuados de manipulación para evitar el contacto con la piel. Se debe almacenar en un hidrocarburo líquido como vaselina o aceite mineral.

- (a) Escribir ecuaciones químicas que representen a las reacciones que ocurren cuando el Li entra en contacto con (i) oxígeno y (ii) agua.
- (b) Escribir ecuaciones químicas que representen a las reacciones que ocurren cuando se disuelve en agua (i) hidruro de litio y (ii) óxido de litio.

R: (a) i- $4 \text{Li}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{Li}_2\text{O}(\text{s})$
 ii- $2 \text{Li}(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 2 \text{LiOH}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
 $2 \text{Li}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{Li}_2\text{O}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$ (*)
 (*) Se puede considerar correcta, aunque en realidad el Li_2O no existe como tal en solución acuosa (ver b)

(b) i- $\text{LiH}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{LiOH}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
 ii- $\text{Li}_2\text{O}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 2 \text{LiOH}(\text{ac})$