

Práctica 12. Equilibrios de óxido-reducción. Estados de oxidación y potenciales estándar

Problema a resolver:

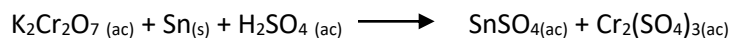
¿Qué cambios de estado de oxidación, asociados a un cambio de color, se observan cuando se hace reaccionar vanadato de amonio con cinc metálico, en medio ácido?

Tarea Previa

Consultar el documento de apoyo para balancear reacciones por el método del ión-electrón en la liga del amyd.

Responde las siguientes preguntas, así como la sección ACTIVIDADES PREVIAS

1. ¿Qué es una reacción de óxido-reducción?
2. ¿Qué es un oxidante?
3. ¿Qué es un reductor?
4. ¿Qué es un par redox?
5. ¿Cómo se calcula la diferencia de potencial, ΔE° , de una reacción?
6. ¿Cómo debe ser el valor de ΔE° para que una reacción sea posible?
7. Considerando la siguiente reacción rédox:



- a) ¿Cuál es la especie oxidante?
 - b) ¿cuál es la especie reductora?
 - c) Balancea la reacción por el método del ión-electrón
8. A partir de los siguientes datos:

Par rédox	Potencial E°
$(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+})$	1.51V
$(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+})$	1.33V

Escribir y balancear (en medio ácido) la reacción iónica que puede llevarse a cabo entre el oxidante de uno de estos dos pares y el reductor del otro par.

Introducción

El vanadio es un metal de transición que puede formar iones con distintos estados de oxidación. En solución acuosa, cada ion tiene un color diferente como se muestra en la siguiente tabla.

Tabla 1. Especies de vanadio en disolución acuosa

Ion	Color
V^V, VO_3^- (ion vanadato)	Amarillo pálido
V^{IV}, VO^{2+} , (ion vanadilo)	azul
V^{3+}	verde
V^{2+}	morado

Estas especies de vanadio pueden observarse al hacer reaccionar metavanadato de amonio (NH_4VO_3) con zinc metálico **en exceso** en medio ácido.

Tabla 2. Potenciales de óxido reducción

Par rédox	E°
V^V/V^{IV}	1.00
VO^{2+}/V^{3+}	0.34
V^{3+}/V^{2+}	-0.26
V^{2+}/V^0	-1.13
Zn^{2+}/Zn^0	-0.77
H^+/H_2	0.0
MnO_4^-/Mn^{2+}	1.51V

ACTIVIDADES PREVIAS:

De acuerdo con la información anterior, responde lo que se te pide, recuerda escribir las reacciones balanceadas e indicar que estas son reacciones en equilibrio.

PRIMERA PARTE: REACCIONES DEL ZINC CON VANADIO

1. Escribe la ecuación de la reacción en la que el zinc metálico **se oxida** a zinc 2+. Escribe a un lado el valor de su **potencial de oxidación** basándote en su potencial de reducción.
2. Escribe la ecuación de la reacción en la que el ion **vanadato se reduce** a ion **vanadilo** y escribe a un lado de la ecuación el valor de su **potencial de reducción**.
3. Suma las dos reacciones anteriores (Reacción total) y también los valores de potencial (E° reacción).

1. Reacción oxidación:	$E^\circ = \text{_____ V}$
2. Reacción reducción:	$E^\circ = \text{_____ V}$
3. Reacción total:	E° reacción = _____ V

4. Escribe la ecuación de la reacción en la que el zinc metálico **se oxida** a zinc 2+. Escribe a un lado el valor de su **potencial de oxidación** basándote en su potencial de reducción.
5. Escribe la ecuación de la reacción en la que el ion **vanadilo se reduce** a ion **vanadio 3+** y escribe a un lado de la ecuación el valor de su **potencial de reducción**.
6. Suma las dos reacciones anteriores (Reacción total) y también los valores de potencial (E° reacción).

1. Reacción oxidación:	$E^\circ = \text{_____ V}$
2. Reacción reducción:	$E^\circ = \text{_____ V}$
3. Reacción total:	E° reacción = _____ V

7. Escribe la ecuación de la reacción en la que el zinc metálico **se oxida** a zinc 2+. Escribe a un lado el valor de su **potencial de oxidación** basándote en su potencial de reducción.
8. Escribe la ecuación de la reacción en la que el ion **vanadio 3+ se reduce** a ion **vanadio 2+** y escribe a un lado de la ecuación el valor de su **potencial de reducción**.
9. Suma las dos reacciones anteriores (Reacción total) y también los valores de potencial (E° reacción).

1. Reacción oxidación:	$E^\circ = \text{_____ V}$
2. Reacción reducción:	$E^\circ = \text{_____ V}$
3. Reacción total:	E° reacción = _____ V

10. Escribe la ecuación de la reacción en la que el zinc metálico **se oxida** a zinc 2+. Escribe a un lado el valor de su **potencial de oxidación** basándote en su potencial de reducción.
11. Escribe la ecuación de la reacción en la que el ion **vanadio 2+ se reduce** a **vanadio elemental** y escribe a un lado de la ecuación el valor de su **potencial de reducción**.
12. Suma las dos reacciones anteriores (Reacción total) y también los valores de potencial (E° reacción).

1. Reacción oxidación:	$E^\circ = \text{_____ V}$
2. Reacción reducción:	$E^\circ = \text{_____ V}$
3. Reacción total:	E° reacción = _____ V

SEGUNDA PARTE: REACCIONES DEL PERMANGANATO CON VANADIO

13. Escribe la ecuación de la reacción en la que **el vanadio elemental se oxida** a ion **vanadio 2+**. Escribe a un lado el valor de su **potencial de oxidación** basándote en su potencial de reducción.

14. Escribe la ecuación de la reacción en la que el ion permanganato **se reduce** a ion manganeso 2+ y escribe a un lado de la ecuación el valor de su **potencial de reducción**.

15. Suma las dos reacciones anteriores (Reacción total) y también los valores de potencial (E° reacción).

1. Reacción oxidación:	$E^\circ = \text{_____ V}$
2. Reacción reducción:	$E^\circ = \text{_____ V}$
3. Reacción total:	E° reacción = _____ V

16. Escribe la ecuación de la reacción en la que el ion **vanadio 2+ se oxida** a ion **vanadio 3+**. Escribe a un lado el valor de su **potencial de oxidación** basándote en su potencial de reducción.

17. Escribe la ecuación de la reacción en la que el ion permanganato **se reduce** a ion manganeso 2+ y escribe a un lado de la ecuación el valor de su **potencial de reducción**.

18. Suma las dos reacciones anteriores (Reacción total) y también los valores de potencial (E° reacción).

1. Reacción oxidación:	$E^\circ = \text{_____ V}$
2. Reacción reducción:	$E^\circ = \text{_____ V}$
3. Reacción total:	E° reacción = _____ V

19. Escribe la ecuación de la reacción en la que **el vanadio 3+ se oxida** a ion **vanadilo**. Escribe a un lado el valor de su **potencial de oxidación** basándote en su potencial de reducción.

20. Escribe la ecuación de la reacción en la que el ion permanganato **se reduce** a ion manganeso 2+ y escribe a un lado de la ecuación el valor de su **potencial de reducción**.

21. Suma las dos reacciones anteriores (Reacción total) y también los valores de potencial (E° reacción).

1. Reacción oxidación:	$E^\circ = \text{_____ V}$
2. Reacción reducción:	$E^\circ = \text{_____ V}$
3. Reacción total:	E° reacción = _____ V

22. Escribe la ecuación de la reacción en la que el ion **vanadilo se oxida** a ion **vanadato**. Escribe a un lado el valor de su **potencial de oxidación** basándote en su potencial de reducción.

23. Escribe la ecuación de la reacción en la que el ion permanganato **se reduce** a ion manganeso 2+ y escribe a un lado de la ecuación el valor de su **potencial de reducción**.

24. Suma las dos reacciones anteriores (Reacción total) y también los valores de potencial (E° reacción).

1. Reacción oxidación:	$E^\circ = \text{_____ V}$
2. Reacción reducción:	$E^\circ = \text{_____ V}$
3. Reacción total:	E° reacción = _____ V

REACCIÓN DEL ZINC CON ÁCIDO

25. Escribe la ecuación de la reacción en la que el zinc metálico **se oxida** a ion zinc 2+. Escribe a un lado el valor de su **potencial de oxidación** basándote en su potencial de reducción.

26. Escribe la ecuación de la reacción en la que los protones (H^+) **se reducen** a **hidrógeno (H_2)**. Escribe a un lado de la ecuación el valor de su **potencial de reducción**.

27. Escribe las dos reacciones anteriores y súmalas (reacción total). Escribe a un lado de cada reacción el valor de los potenciales y también súmalos (E° reacción).

1. Reacción oxidación:	$E^\circ = \text{_____ V}$
2. Reacción reducción:	$E^\circ = \text{_____ V}$
3. Reacción total:	E° reacción = _____ V

Material y reactivos

Solución de NH_4VO_3 10% m/v en medio ácido

Zn metálico en polvo

$KMnO_4$ 0.01 M

tubos de ensaye

pipeta graduada

espátula

Procedimiento experimental

1. Colocar en un tubo de ensaye 2 mL de disolución de NH_4VO_3 10% m/v en medio ácido. Etiquetar este tubo con la especie que contiene. Observa su color, ¿qué estado de oxidación presenta el vanadio de acuerdo a su color?.

2. Colocar en otro tubo de ensayo 6 mL de disolución de NH_4VO_3 10% m/v en medio ácido, llamaremos a éste, "tubo de reacción."

3. Agregar una punta de espátula de cinc metálico en polvo al tubo de reacción y dejar que comience la reacción.

- Al cambiar el color a **azul**, separar 2mL de la solución (sin polvo de cinc) en otro tubo de ensayo, y etiquetarlo con la especie que se formó, usando como guía la tabla 1.
- Cuando la solución en el tubo de reacción haya cambiado a verde, separar 2mL de la solución (sin polvo de cinc) en otro tubo de ensayo y etiquetarlo con la especie que se formó, usando como guía la tabla 1.
- Cuando la solución en el tubo de reacción haya tomado color morado, etiquetarlo con la especie que se formó y filtrar el exceso de cinc metálico.
- Añadir, gota a gota, disolución de KMnO_4 , 0.01 M a cada uno de los cuatro tubos.

Tabla 3. Resultados

REACCIONES CON ZINC			REACCIONES CON PERMANGANATO	
TUBO	COLOR	ESPECIE DEL VANADIO PRESENTE EN EL TUBO	COLOR	ESPECIE DEL VANADIO PRESENTE EN EL TUBO
1	Amarillo			
2				
3				
4				

Análisis de resultados

- Escribir balanceada la reacción rédox que da lugar a la formación de la especie color azul.

ΔE° de la reacción: _____ V

- Escribir balanceada la reacción rédox que da lugar a la formación de la especie color verde.

ΔE° de la reacción: _____ V

- Escribir balanceada la reacción rédox que da lugar a la formación de la especie color morado.

ΔE° de la reacción: _____ V

- Colocar sobre una escala de potencial a **todos** los pares rédox presentes en los experimentos realizados.

5. ¿Por qué para la obtención de la última especie de vanadio es necesario un exceso de cinc metálico?

6.- Escribir balanceada la reacción entre el permanganato y de cada una de las especies de vanadio con las que reaccionó en el último experimento.

ΔE° de la reacción: _____ V
--

ΔE° de la reacción: _____ V
--

ΔE° de la reacción: _____ V
--

7.- ¿Cuál de **todos** los reactivos empleados es la especie más oxidante? _____ ¿y la más reductora? _____

8.- ¿Cuál de las especies de **vanadio** es la más oxidante? _____ ¿y cuál es la más reductora? _____

9.- ¿Por qué no se forma V° al reaccionar Zn metálico con VO_3^- ? _____

10.- ¿A qué se debe el burbujeo observado durante la reacción? _____

11. Escribe la ecuación que representa la formación del gas formado

ΔE° de la reacción: _____ V
--

12.- Las reacciones llevadas a cabo ¿son reversibles? _____ Explica empleando una recta de potencial o con los valores de los potenciales de óxido-reducción.

Conclusiones

¿Qué cambios de estado de oxidación y de color se observan en la mezcla de vanadato de amonio con zinc metálico en medio ácido? ¿Qué puedes concluir respecto a la reversibilidad de las reacciones redox? ¿Cuándo una reacción redox será espontánea?

Tratamiento de residuos: Colocar todas las soluciones en un frasco.