

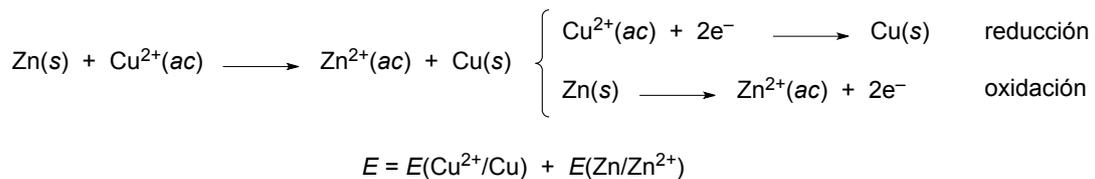
3 Fundamentos de reactividad inorgánica

PARTE II: Reacciones de reducción-oxidación

- 3.7 Introducción
- 3.8 Cinética de los procesos redox
- 3.9 Estabilidad redox en agua
- 3.10 Diagramas de potenciales

3.7 Introducción

Potenciales de celda y de electrodo. Una reacción redox puede descomponerse en dos *procesos de electrodo*, el de reducción y el de oxidación, cada uno de los cuales posee un *potencial de electrodo* determinado. El potencial de la reacción o *potencial de celda* puede estimarse como la suma de ambos potenciales de electrodo.



Los potenciales de electrodo se determinan frente a un sistema de referencia (usualmente, H^+/H_2) y suelen tabularse como *potenciales normales de reducción*. De esta manera, el potencial normal de una reacción puede determinarse como la diferencia entre los potenciales normales de los procesos de reducción y de oxidación.

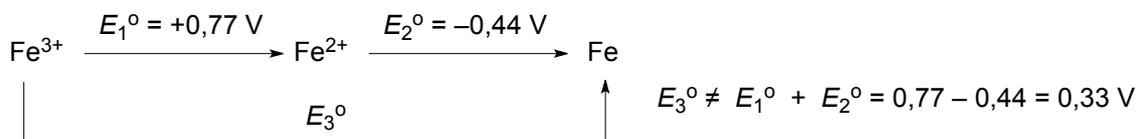
$$E^\circ = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$$

Potencial, energía libre y espontaneidad. El potencial de una reacción química está relacionado con la energía libre de la misma a través de la ecuación:

$$\Delta G = -n F E$$

donde n representa la cantidad química (moles) de electrones intercambiados y F es la constante de Faraday. Una reacción redox es espontánea cuando $E > 0$ y llega al equilibrio cuando E se hace cero.

La relación anterior entre la energía libre y el potencial es útil para calcular potenciales totales a partir de los potenciales de procesos parciales, ya que la energía libre es una propiedad de estado que sólo depende de las condiciones iniciales y finales:



$$\Delta G_3^\circ = \Delta G_1^\circ + \Delta G_2^\circ = -n_1 F E_1^\circ - n_2 F E_2^\circ = -n_3 F E_3^\circ$$

$$E_3^\circ = (n_1 E_1^\circ + n_2 E_2^\circ) / n_3 = (1 \times 0,77 - 2 \times 0,44) / 3 = -0,04 \text{ V}$$

Potencial en condiciones no normales. La relación entre el potencial en condiciones normales y el potencial en condiciones distintas de las normales viene dado por la ecuación de Nernst:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

donde Q es el coeficiente de reacción (la relación de concentraciones para sustancias en disolución).

En condiciones de equilibrio químico, la energía libre (ΔG) y el potencial (E) de la reacción son nulos, y el coeficiente de reacción (Q) es igual a la constante de equilibrio (K), por lo que:

$$E^{\circ} = \frac{RT}{nF} \ln K$$

Serie electroquímica. Reciben este nombre las listas en las que las reacciones de celda se encuentran ordenadas de acuerdo con su potencial (tabla 3.3).

Tabla 3.3. Potenciales normales de electrodo a 25°C

Agente oxidante (especie oxidada)			Agente reductor (especie reducida)		E° (en voltios)	
F ₂	+ 2e ⁻	→	2F ⁻		+2,87	Agentes más Oxidantes
S ₂ O ₈ ²⁻	+ 2e ⁻	→	2SO ₄ ²⁻		+2,05	
Au ⁺	+ e ⁻	→	Au		+1,69	
Pb ⁴⁺	+ 2e ⁻	→	Pb ²⁺		+1,67	
MnO ₄ ⁻ + 8H ⁺	+ 5e ⁻	→	Mn ²⁺ + 4H ₂ O		+1,51	
Cl ₂	+ 2e ⁻	→	2Cl ⁻		+1,36	
Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14H ⁺	+ 6e ⁻	→	2Cr ³⁺ + 7H ₂ O		+1,33	
O ₂ + 4H ⁺	+ 4e ⁻	→	2H ₂ O		+1,23 (+0,81 a pH = 7)	
Br ₂	+ 2e ⁻	→	2Br ⁻		+1,09	
Ag ⁺	+ e ⁻	→	Ag		+0,80	
Fe ³⁺	+ e ⁻	→	Fe ²⁺		+0,77	
I ₂	+ 2e ⁻	→	2I ⁻		+0,54	
O ₂ + 2H ₂ O	+ 4e ⁻	→	4OH ⁻		+0,40 (+0,81 a pH = 7)	
Cu ²⁺	+ 2e ⁻	→	Cu		+0,34	
AgCl	+ e ⁻	→	Ag + Cl ⁻		+0,22	
2H ⁺	+ 2e ⁻	→	H ₂		0 (por definición) (-0,42 a pH = 7)	
Fe ³⁺	+ 3e ⁻	→	Fe		-0,04	
O ₂ + H ₂ O	+ 2e ⁻	→	HO ₂ ⁻ + OH ⁻		-0,08	
Pb ²⁺	+ 2e ⁻	→	Pb		-0,13	
Sn ²⁺	+ 2e ⁻	→	Sn		-0,14	
Ni ²⁺	+ 2e ⁻	→	Ni		-0,25	
Fe ²⁺	+ 2e ⁻	→	Fe		-0,44	
Cr ³⁺	+ 3e ⁻	→	Cr		-0,74	
Zn ²⁺	+ 2e ⁻	→	Zn		-0,76	
2H ₂ O	+ 2e ⁻	→	H ₂ + 2OH ⁻		-0,83 (-0,42 a pH = 7)	
Cr ²⁺	+ 2e ⁻	→	Cr		-0,91	
Mn ²⁺	+ 2e ⁻	→	Mn		-1,18	
Al ³⁺	+ 3e ⁻	→	Al		-1,66	
Mg ²⁺	+ e ⁻	→	Mg		-2,36	
Na ⁺	+ e ⁻	→	Na		-2,71	
Ca ²⁺	+ e ⁻	→	Ca		-2,87	
K ⁺	+ e ⁻	→	K		-2,93	
Li ⁺	+ e ⁻	→	Li		-3,05	Agentes más reductores

La sustancia más oxidante de la tabla 3.3 es el flúor mientras la más reductora es el litio. Un semisistema dado puede oxidar a cualquier otro que se encuentre por debajo en la tabla anterior. El valor positivo o negativo del potencial no tiene ningún sentido absoluto: un potencial negativo significa simplemente que el semisistema no puede ser reducido por el hidrógeno (potencial cero por convenio) pero sí por otras especies reductoras situadas por debajo. Ahora bien, como el sistema de referencia H⁺/H₂ está situado en

una zona media de la serie electroquímica, los sistemas situados por encima del mismo es más habitual que actúen como oxidantes y los situados por debajo como reductores.

Potenciales de electrodo y potenciales de ionización. Los halógenos se encuentran entre las especies más oxidantes y los metales alcalinos entre las más reductoras debido a las elevadas afinidades electrónicas de los primeros y los bajos potenciales de ionización de los segundos. Sin embargo, afinidades electrónicas y potenciales de ionización se definen en fase gas y su extrapolación directa a procesos en disolución acuosa puede dar lugar a conclusiones incorrectas en casos en los que las diferencias de energía implicadas sean más pequeñas. Por ejemplo, el orden como agentes reductores de litio, sodio y potasio es $\text{Li} > \text{K} > \text{Na}$, a pesar de que el potencial de ionización del litio es el mayor de todos. La razón es que el catión Li^+ es muy pequeño y se hidrata muy fuertemente, lo que favorece el proceso de oxidación del litio en fase acuosa (figura 3.13 y tabla 3.4).

Tabla 3.4. Energías implicadas en la oxidación de un metal alcalino en agua

Metal	Entalpía de atomización (kJ/mol)	Entalpía de ionización (kJ/mol)	Entalpía de hidratación (kJ/mol)	Total (kJ/mol)	Potencial normal (V)
Litio	161	520	-519	162	-3,05
Sodio	108	496	-404	200	-2,71
Potasio	90	419	-321	188	-2,93

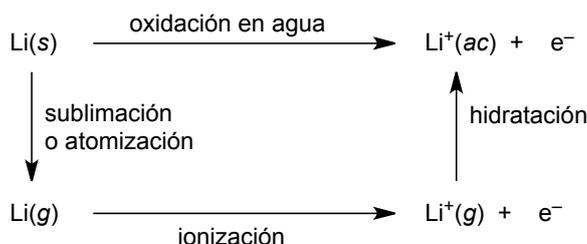
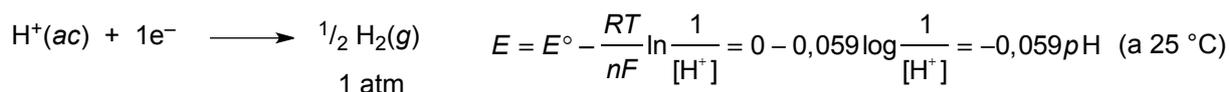


Figura 3.13. Ciclo relacionando la oxidación de un metal alcalino en agua con la energía de enlace en el metal, el potencial de ionización en fase gas y la energía de hidratación del catión. Las entalpías de cada etapa se recogen en la tabla 3.4.

Potencial del hidrógeno y pH. La reducción de H^+ a hidrógeno es termodinámicamente menos favorable en medios neutros o básicos, en los que la concentración de protones es menor. El potencial de electrodo a diferentes pH puede ser calculado a partir de la ecuación de Nernst:

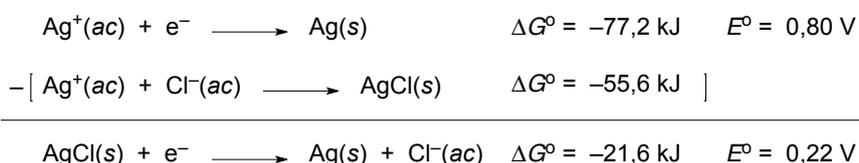


$$E = 0 \quad \text{pH} = 0 \text{ (condiciones normales)}$$

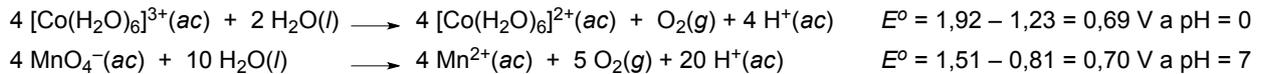
$$E = -0,413 \text{ V} \quad \text{pH} = 7$$

$$E = -0,826 \text{ V} \quad \text{pH} = 14 \text{ (condiciones normales para } \text{H}_2\text{O}(l) + 1\text{e}^- \longrightarrow 1/2 \text{H}_2(\text{s}) + \text{OH}^-(\text{ac}) \text{)}$$

Potencial, solubilidad y formación de complejos. Existen varias maneras de favorecer los procesos redox deseados o desfavorecer los indeseados. Por ejemplo, la precipitación de un ion por adición de un contraión adecuado desfavorece termodinámicamente los procesos químicos en los que dicho ion está implicado al disminuir su concentración en la disolución. Así, el catión plata(I) se reduce con suma facilidad en agua ($E^\circ = 0,80 \text{ V}$) pero su precipitación en forma de cloruro de plata(I) le hace menos susceptible a la reducción ($E^\circ = 0,22 \text{ V}$):



Especies como el cobalto(3+) o el anión permanganato son inestables en agua. Sin embargo, las reacciones son generalmente lentas ya que implican la transferencia de 4 electrones por cada molécula de oxígeno formada.



Rango de estabilidad redox. En agua, no debería de poder existir ninguna especie que fuera capaz de oxidar o reducir a dicho disolvente. La estabilidad de una especie en agua puede ser predicha mediante el uso de un diagrama como el representado en la figura 3.15. Hay que matizar, sin embargo, que muchas reacciones de oxidación o reducción del agua son lentas, por lo que especies termodinámicamente inestables pueden sobrevivir largos periodos de tiempo en dicho disolvente. La estabilidad cinética puede ser aproximada introduciendo en la gráfica de la figura 3.15 un margen de sobrepotencial de unos 0,6 V.

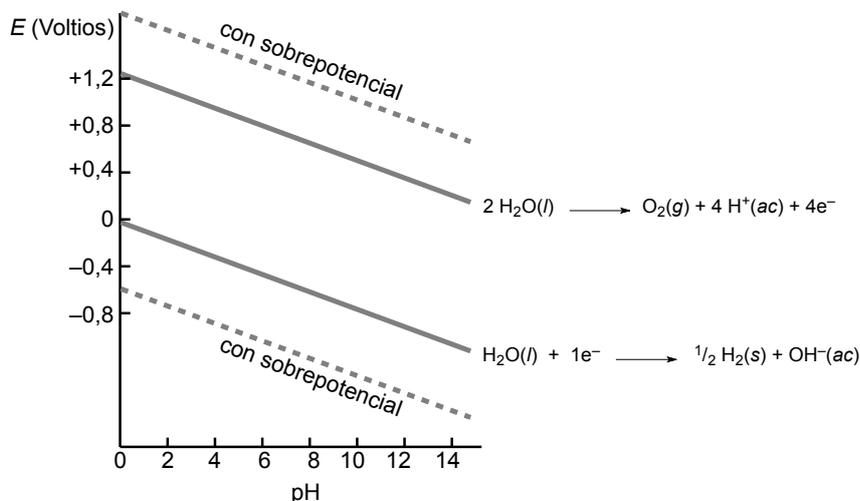
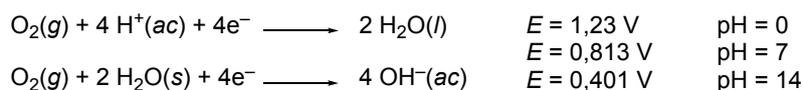


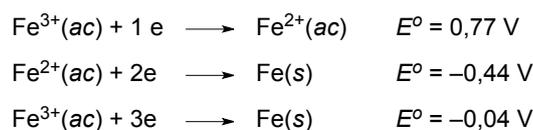
Figura 3.15. Las líneas limitan el campo de estabilidad redox en agua, termodinámica (continuas) o cinética (discontinuas). Los semisistemas con potencial de reducción por encima de las líneas superiores oxidan al agua. Los semisistemas con potencial de reducción por debajo de las líneas inferiores son oxidados por el agua.

Oxidación por oxígeno atmosférico. Muchas reacciones se realizan en recipientes expuestos al aire por lo que debe tenerse en cuenta también la posibilidad de oxidación con el oxígeno atmosférico. La reducción del oxígeno es la reacción inversa a la de oxidación del agua, cuyos potenciales han sido recogidos más arriba:

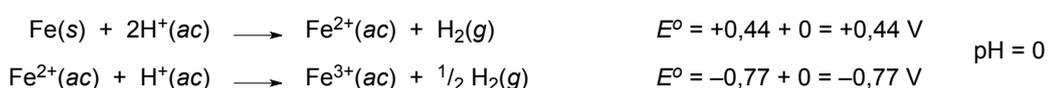


Estos potenciales indican que el oxígeno tiene un poder oxidante significativo, sobre todo en medio ácido, aunque las reacciones, como se ha comentado anteriormente, pueden ser lentas.

Análisis de la estabilidad redox de una sustancia en medio acuoso. Analicemos, por ejemplo, la oxidación del hierro metálico en un medio acuoso ácido en condiciones estándar y veamos los factores que debemos de considerar para determinar si dicha oxidación es posible y, en caso positivo, cuál es el producto de la oxidación, hierro(II) o hierro(III). Los potenciales implicados son:

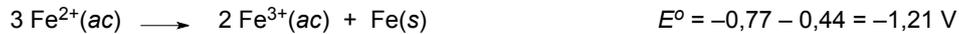


En primer lugar, observemos que el agua es capaz de oxidar al hierro metálico a hierro(II) en medio ácido pero no puede oxidar al hierro(II) a hierro(III):

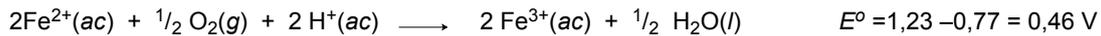


Expresado de otra manera, el potencial de reducción de hierro(III) a hierro(II) (0,77 V) está situado dentro del campo de estabilidad del agua a pH = 0 en la figura 3.15, mientras que el potencial de reducción de hierro(II) a hierro(0) (-0,44 V) está situado por debajo de dicho rango.

Al ser hierro(II) un estado de oxidación intermedio, el segundo aspecto a analizar es la estabilidad del hierro(II) frente a la desproporción en hierro(0) y hierro(III). De los potenciales observados, se deduce que el hierro(II) es estable frente a la desproporción:



Finalmente, hay que considerar que la oxidación del hierro(II) a hierro(III) es favorable en presencia de oxígeno:



Este último proceso es lento por lo que el producto de la oxidación del hierro metálico con ácidos en medio acuoso produce disoluciones de hierro(2+) que son lentamente oxidadas en condiciones aeróbicas a hierro(3+).

3.10 Diagramas de potenciales

Diagramas de Latimer. Los diagramas de Latimer (figura 3.16) muestran de una forma compacta los potenciales de reducción de un conjunto relacionado de especies de un elemento, ordenadas por el estado de oxidación de este.

Su utilidad principal es que facilitan la predicción del comportamiento redox de especies relacionadas de un elemento a partir de sus potenciales. Por ejemplo, los diagramas de Latimer del cloro mostrados en la figura 3.16 muestran que todas las especies de cloro, salvo el cloruro, son fuertemente oxidantes y que los oxoaniones lo son más en medio ácido que en medio básico. Por otra parte, cuando hay dos potenciales consecutivos en los que el potencial de la izquierda es inferior al de la derecha, eso implica que la especie intermedia es inestable frente a la desproporción.

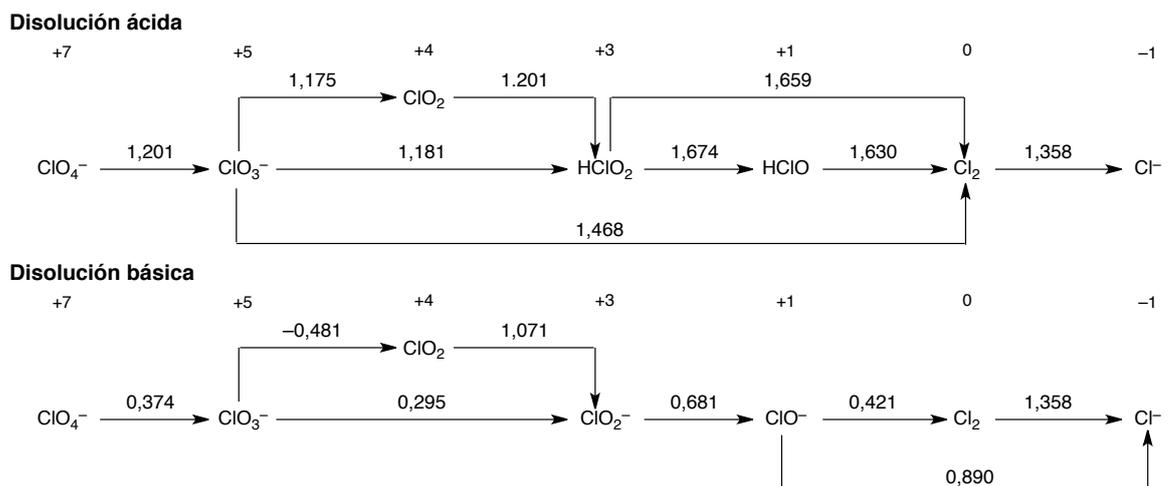


Figura 3.16. Diagramas de Latimer para el cloro en medio ácido (pH = 0) y básico (pH = 14)

Diagramas de Frost. Los diagramas de Frost permiten apreciar rápidamente el comportamiento redox de un conjunto de especies relacionadas de un elemento (figura 3.16). Se construyen trazando los valores de $n \times E^\circ$ en función del número de oxidación (recuérdese que $n \times E^\circ = -\Delta G^\circ/F$). Para ello, se asigna arbitrariamente un valor de $n \times E^\circ = 0$ al elemento en estado de oxidación cero. A partir de dicho punto, se van colocando puntos consecutivos para el resto de especies de acuerdo a su número de oxidación correspondiente e incrementando $n \times E^\circ$ en el valor correspondiente.

La pendiente de la recta que une a dos especies cualesquiera se corresponde con su potencial de reducción. Las especies que están por encima de una recta que una a dos especies dadas son inestables frente a la desproporción en las mismas. Las especies que están por debajo de una recta que una a dos especies dadas podrían obtenerse por comproporción de las mismas.

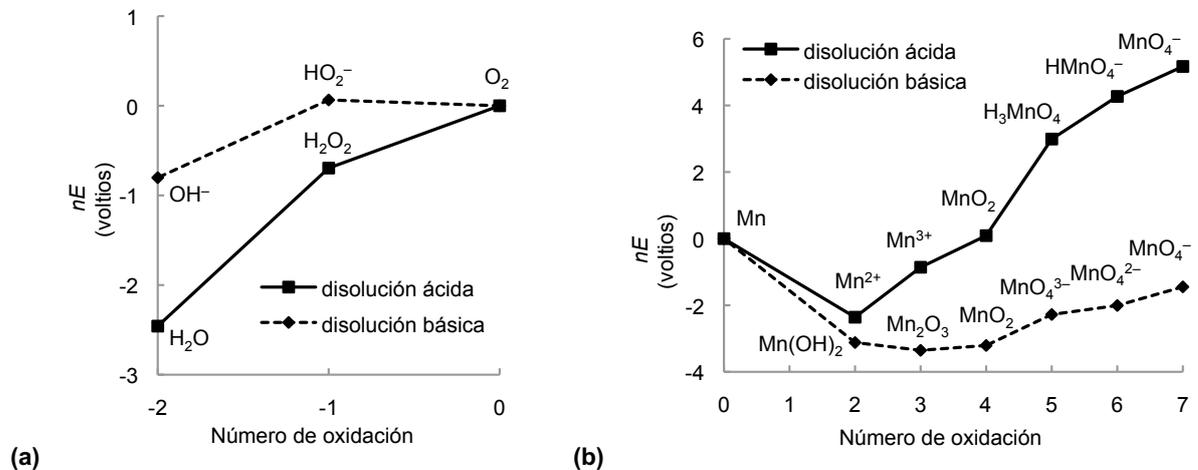


Figura 3.17. Diagramas de Frost para el cloro para el oxígeno y el manganeso.

Diagramas de Pourbaix. Los diagramas de Pourbaix (figura 3.18) dan la especie más estable para un elemento dado en un medio de un pH y un potencial determinado.

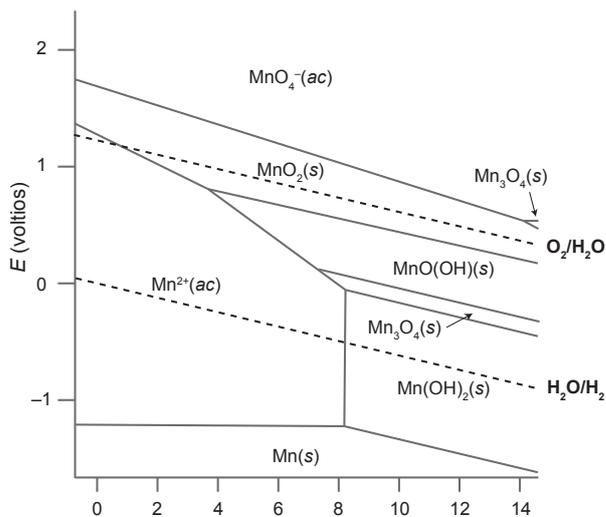


Figura 3.18. Diagrama de Pourbaix que muestra los campos de estabilidad de las especies de manganeso en función del pH y el potencial del medio. A la izquierda y derecha se encuentran las especies más ácidas y básicas, respectivamente. Arriba y abajo se encuentran las formas más oxidadas y reducidas respectivamente. Las líneas rojas delimitan el campo de estabilidad redox (termodinámica) en agua. Puede observarse que el anión permanganato no es estable en agua, aunque su existencia en dicho medio se debe a su descomposición es generalmente lenta.

Bibliografía

Shriver (2ª edición), 289-315; Shriver (4ª edición) capítulo de redox; Housecroft (2ª edición), págs. 192-210.

Seminarios

oxidación-reducción: potenciales

3.16 Razona *cuantitativamente* por qué:

- El magnesio libera H_2 a partir de HCl diluido, pero el cobre no.
- El bromo libera yodo de una disolución acuosa de yoduro de potasio, pero no libera cloro de una disolución acuosa de cloruro de potasio.
- Un método para obtener cristales de plata es sumergir una lámina de cinc en una disolución acuosa de nitrato de plata.

Potenciales normales de reducción (ϵ^0 , V): Mg^{2+}/Mg , $-2,37$; Cu^{2+}/Cu , $+0,34$; I_2/I^- , $+0,54$; Br_2/Br^- , $+1,09$; Cl_2/Cl^- , $+1,36$; Zn^{2+}/Zn , $-0,76$; Ag^+/Ag , $+0,80$.

- 3.17 Señale las condiciones de acidez o basicidad que favorecerían las siguientes transformaciones en disolución acuosa: (a) $\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_4^-$, (b) $\text{ClO}_4^- \rightarrow \text{ClO}_3^-$, (c) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2$, (d) $\text{I}_2 \rightarrow 2\text{I}^-$.
- 3.18 El ligando EDTA forma complejos estables con ácidos duros. ¿Cómo afectará la complejación con EDTA a la reducción de M^{2+} a metal en la primera serie de elementos *d*?

oxidación-reducción: cinética

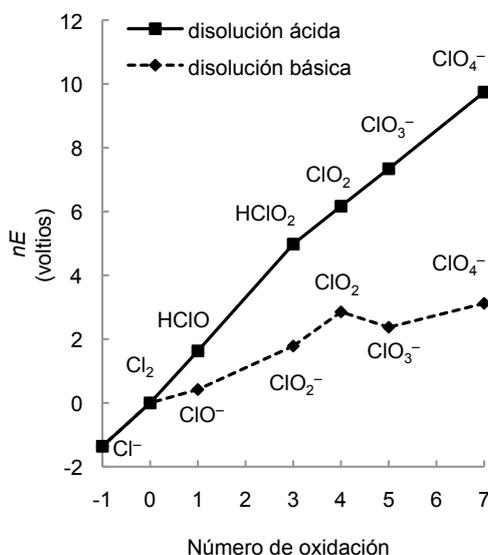
- 3.19 Los datos de los potenciales normales sugieren que, en vez del cloro gaseoso, debe ser el oxígeno gaseoso el producto anódico en la electrolisis del NaCl acuoso. Sugiera una explicación a este resultado.
- 3.20 Calcule el potencial para la desproporción del peróxido de hidrógeno y comente el hecho de que pueda almacenarse sin que haya una descomposición importante a menos que se añadan, por ejemplo, trazas de dióxido de manganeso, hidróxido o hierro metal.
- 3.21 ¿Por qué es posible obtener cinc por electrolisis de una disolución acuosa a pesar de que los potenciales de electrodo sugieren que el agua debería descomponer primero?

estabilidad redox en agua

- 3.22 ¿Por qué no puede producirse flúor por oxidación química de NaF? ¿Por qué no puede producirse flúor por electrólisis de una disolución acuosa de NaF?
- 3.23 Utilice los datos de potenciales del anexo 3 como guía para escribir ecuaciones ajustadas para las reacciones posibles de cada una de las especies siguientes en disolución acuosa expuesta al aire. En los casos en los que la especie sea estable, escribir "no reacciona". (a) Cr^{2+} (pH = 7), (b) Fe^{2+} (pH = 7), (c) Cl^- (pH = 7), (d) HClO (pH = 0), (e) $\text{Zn}(s)$ (pH = 7).

estabilidad y diagramas de Latimer y Frost

- 3.24 Utilice los siguientes datos para construir un diagrama de Frost para el vanadio en disolución ácida y establezca si alguna especie de vanadio es inestable respecto de la desproporción. Potenciales normales de reducción (ϵ^0 , V): V^{2+}/V , -1,14; $\text{V}^{3+}/\text{V}^{2+}$, -0,26; $\text{VO}^{2+}/\text{V}^{3+}$, +0,34; $\text{VO}_2^+/\text{VO}^{2+}$, +0,99.
- 3.25 Responda a las siguientes preguntas, utilizando el diagrama de Frost del cloro (En el diagrama, la línea continua corresponde a condiciones normales (pH = 0) y la línea de trazos a pH = 14).

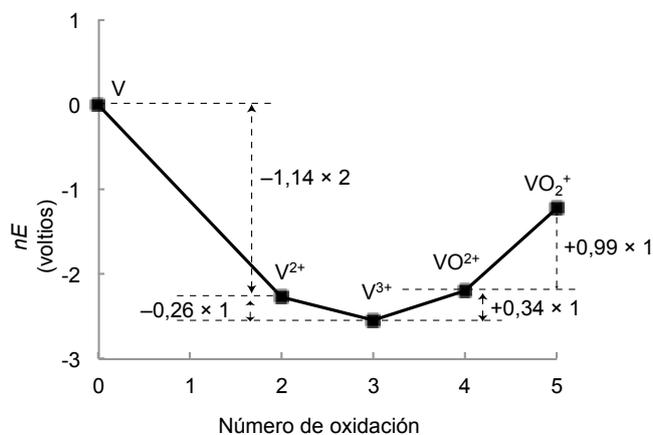


- a) ¿Cuáles son las consecuencias de disolver cloro en disolución acuosa básica? ¿y en disolución acuosa ácida?

b) El que el ácido clórico no desproporcione en disolución acuosa, ¿es un fenómeno termodinámico o cinético?

Soluciones a los ejercicios

- 3.16 a) $M + H^+ \rightarrow M^{2+} + H_2$; $E^{\circ} = +2,37$ V para magnesio, $-0,34$ V para cobre; b) $Br_2 + X^- \rightarrow Br^- + X_2$; $E^{\circ} = +0,55$ V para yodo, $-0,27$ V para cloro; c) $Zn + Ag^+ \rightarrow Zn^{2+} + Ag$; $E^{\circ} = +1,56$ V ($-1,56$ para la reacción inversa).
- 3.17 Es necesario primero ajustar cada una de las reacciones para averiguar si la reacción consume o aporta protones. Se consumen protones en la reacción (b), por lo que es favorecida por un aumento en la acidez del medio. Se liberan protones al medio en las reacciones (a) y (c) por lo que se favorecen en medio básico. En la reacción (d) no intervienen los protones por lo que no es afectada por la acidez del medio.
- 3.18 La complejación con EDTA estabiliza el metal en estado de oxidación II, por lo que dificulta la reducción. Sin embargo, el efecto no es el mismo para todos los metales de transición. Así, los metales situados a la izquierda de la primera serie de transición son ácidos duros, ya que son pobres en electrones, y forman complejos más estables con el EDTA por lo que su reducción se espera que sea especialmente dificultada.
- 3.19 La oxidación del cloruro a cloro compite, en agua, con la oxidación del agua a oxígeno. El potencial para Cl^-/Cl_2 ($-1,358$ V en el sentido de oxidación) es menos favorable que para H_2O/O_2 ($-0,82$ y $-1,23$ V a pH 7 y 14, respectivamente), por lo que termodinámicamente es más favorable la descarga del oxígeno. La descarga preferente del cloro debe de ser, por tanto, un efecto cinético debido al importante sobrepotencial que suele acompañar a la descarga del oxígeno.
- 3.20 La desproporción del peróxido de hidrógeno es termodinámicamente favorable ($E^{\circ} = +1,07$ V) pero es lenta en ausencia de sustancias que puedan actuar como catalizadores.
- 3.21 La reducción de Zn^{2+} a Zn tiene un potencial de $-0,763$ V, mientras que el de la reducción de H^+ a H_2O es de $-0,413$ V a pH = 7, es decir, es más favorable. Sin embargo, si consideramos un sobrepotencial de $0,6$ V en este último caso, la barrera de potencial a superar para que la reacción se produzca a una velocidad observable es mucho mayor ($\approx -1,0$ V).
- 3.22 El flúor es el elemento más oxidante (ver tabla 3.3) y el fluoruro no puede, por tanto, ser oxidado a flúor químicamente. La descarga de hidrógeno y oxígeno del agua es más favorable que la del flúor y sodio (comparar potenciales). Visto de otra manera, el sodio y flúor, si se formaran, reducirían y oxidarían al agua para producir hidrógeno y oxígeno, respectivamente.
- 3.23 Las respuestas se refieren a pH = 7 para todos los apartados, salvo el (d) que se da para un pH = 0. Resto son condiciones normales para todos los apartados. (a) La oxidación de Cr(II) a Cr(III) por el oxígeno del aire es termodinámicamente favorable ($1,237$ V). (b) La oxidación de Fe(II) a Fe(III) por el oxígeno del aire es termodinámicamente favorable (aunque probablemente lenta ya que a pH = 7, $E = 0,042$ V). (c) No reacciona. (d) La reducción del HClO por el agua es favorable termodinámicamente a pH = 0 ($0,401$ V). (e) La oxidación de Zn(0) a Zn (II) es termodinámicamente favorable tanto por el agua ($0,35$ V) como por el oxígeno del aire ($1,57$ V).
- 3.24

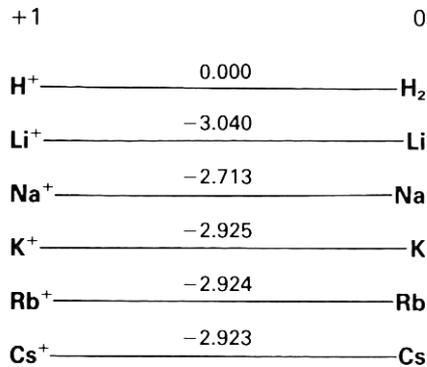


- 3.25 a) El cloro es inestable en medio básico frente a la desproporción en cloruro y cualquiera de los oxoaniones, siendo la desproporción en perclorato la más favorable termodinámicamente (la línea que une al cloruro con cualquier oxoanión de cloro pasa por debajo del punto correspondiente al cloro, siendo la del perclorato la situada más por debajo). En la práctica, sin embargo, la descomposición en cloruro e hipoclorito es la más rápida. En disolución ácida, sin embargo, el cloro es estable termodinámicamente. b) El clorato es inestable termodinámicamente frente a la desproporción en cloro y perclorato, por lo que la estabilidad observada tiene un origen cinético.

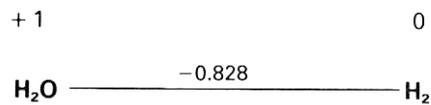
Anexo 3: Diagramas de Latimer y de Frost

A3.1 Grupo 1

Acidic solution

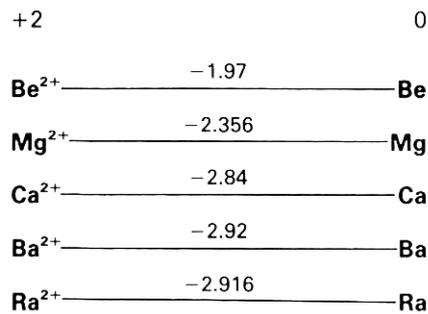


Basic solution

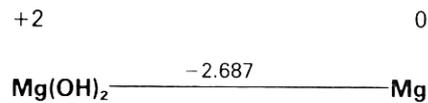


A3.2 Grupo 2

Acidic solution

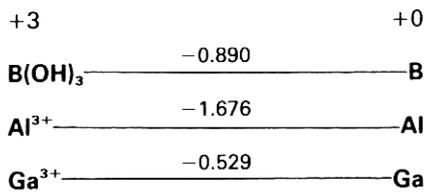


Basic solution

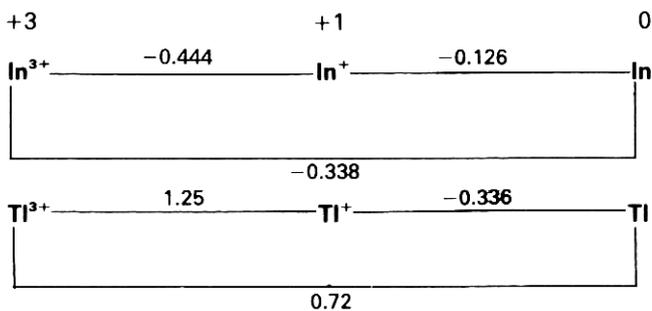
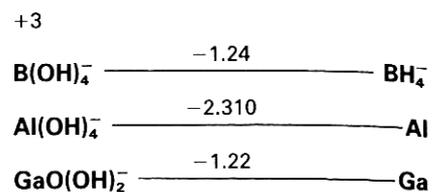


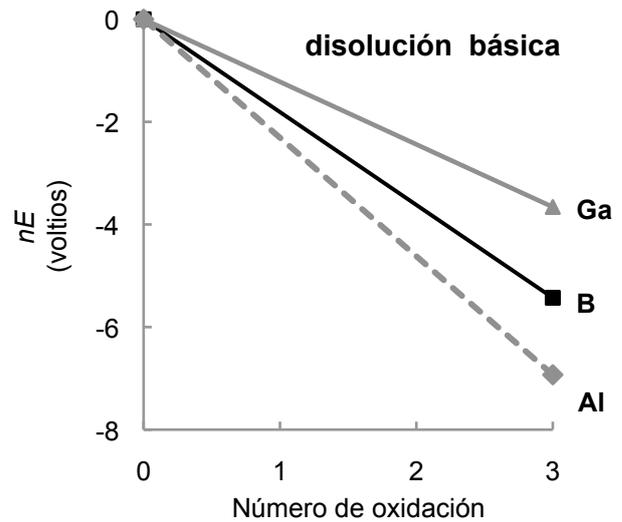
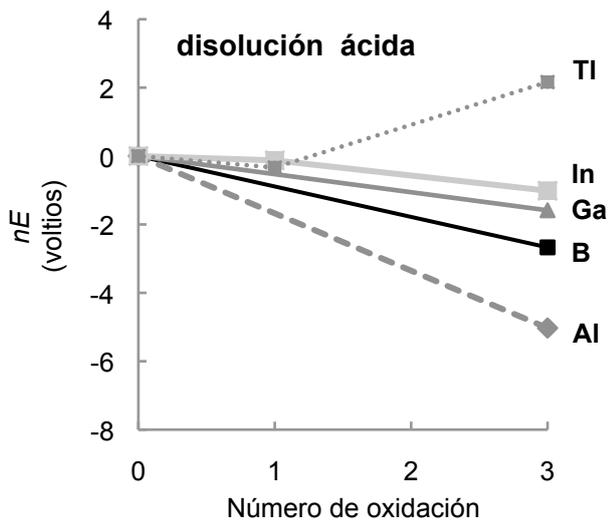
A3.3 Grupo 13

Acidic solution



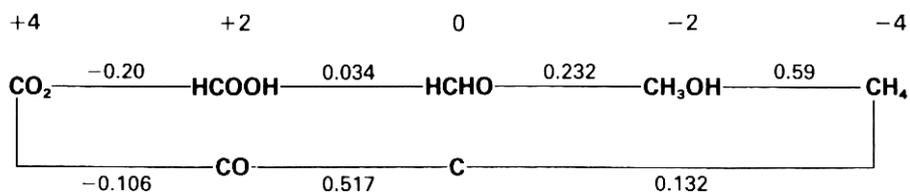
Basic solution





A3.4 Grupo 14 (carbono)

Acidic solution

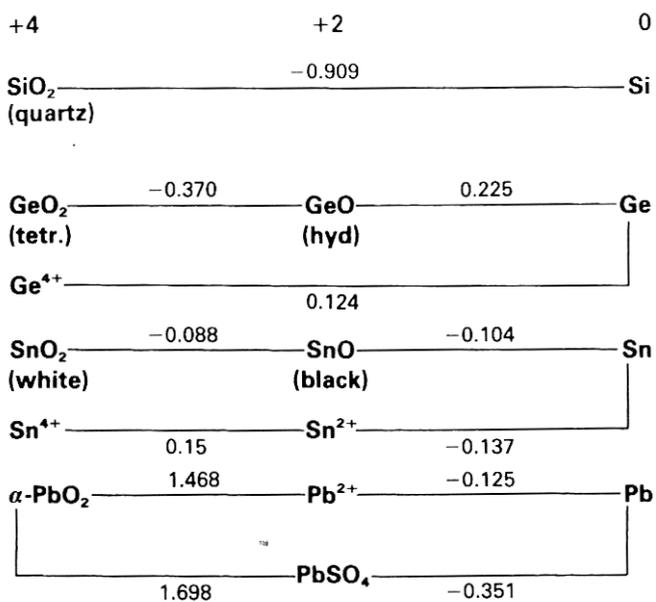


Basic solution

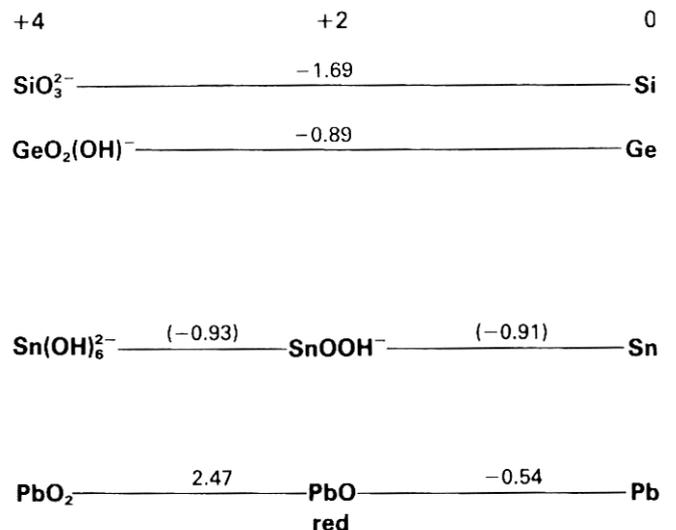


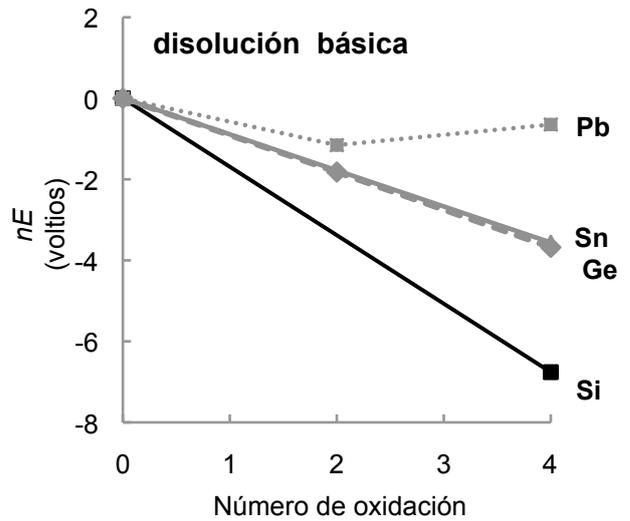
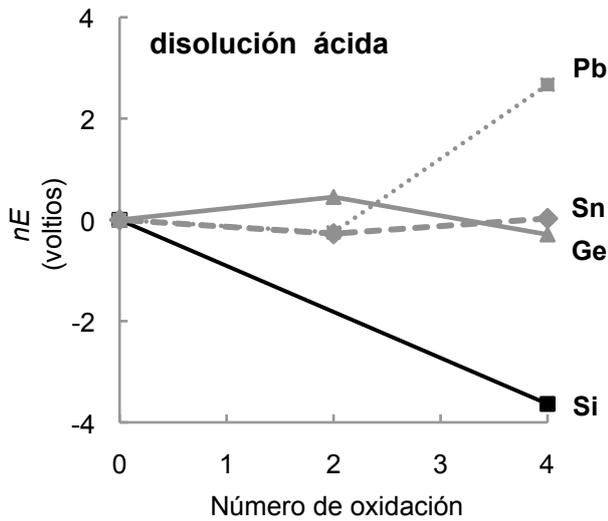
A3.5 Grupo 14 (Si, Ge, Sn, Pb)

Acidic solution



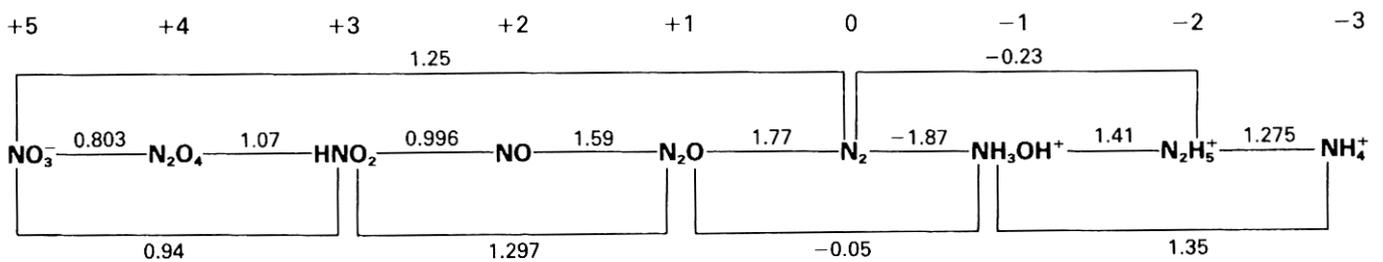
Basic solution



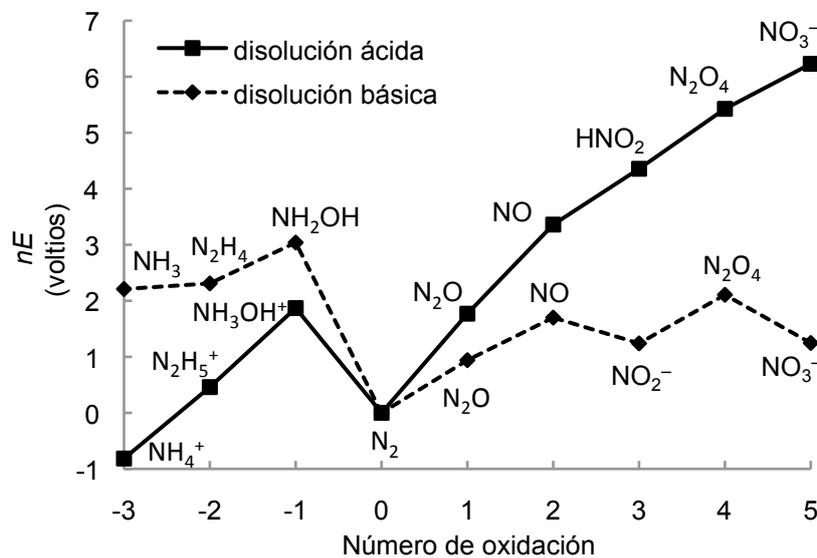
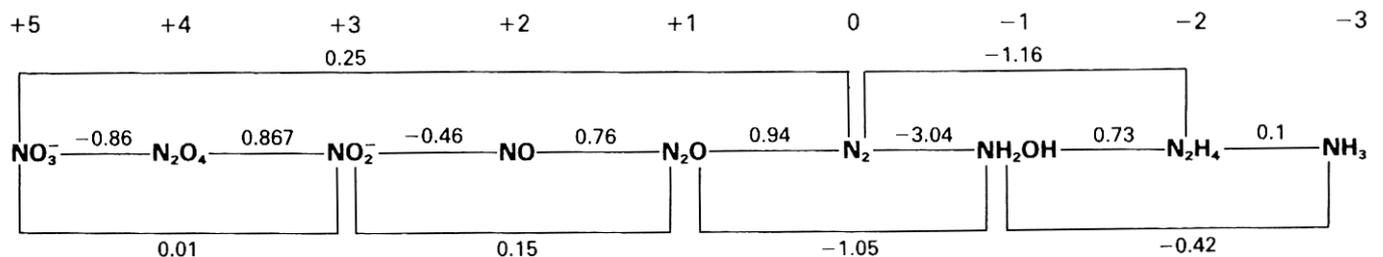


A3.6 Grupo 15 (Nitrógeno)

Acidic solution

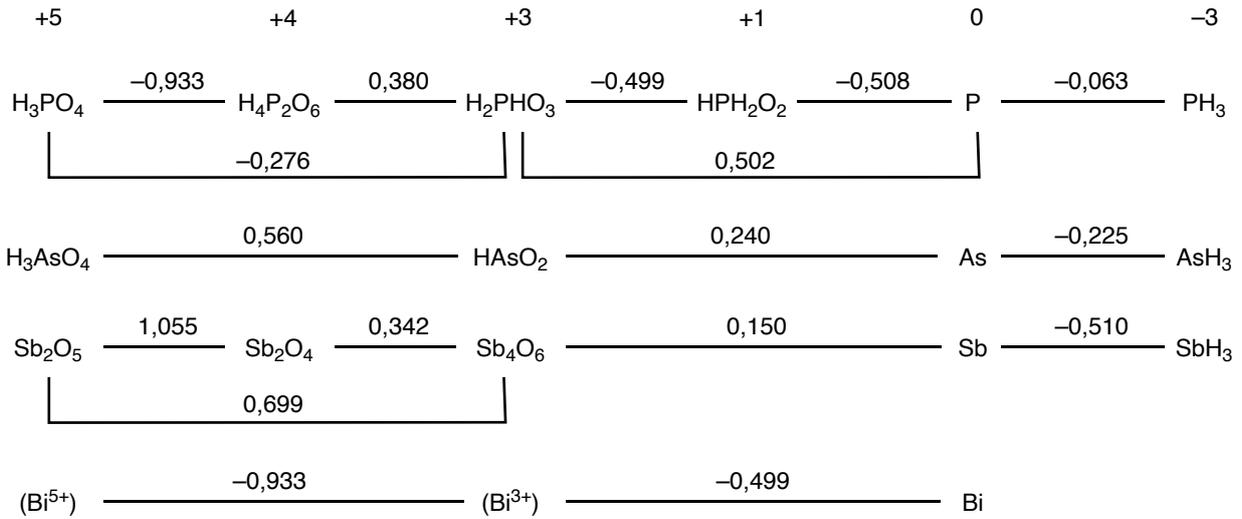


Basic solution

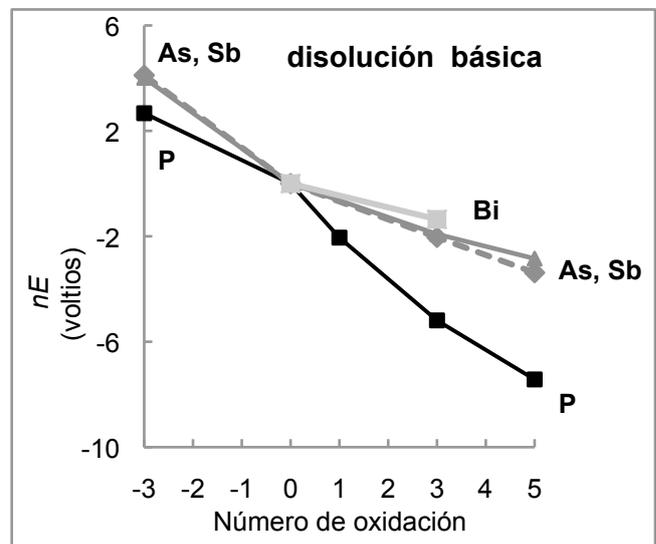
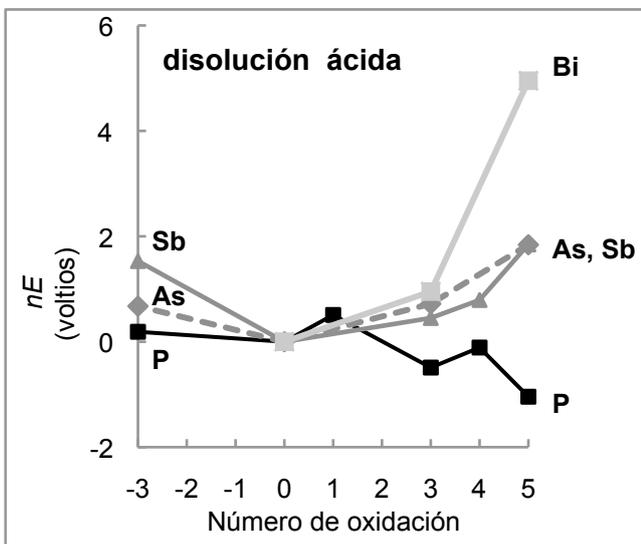
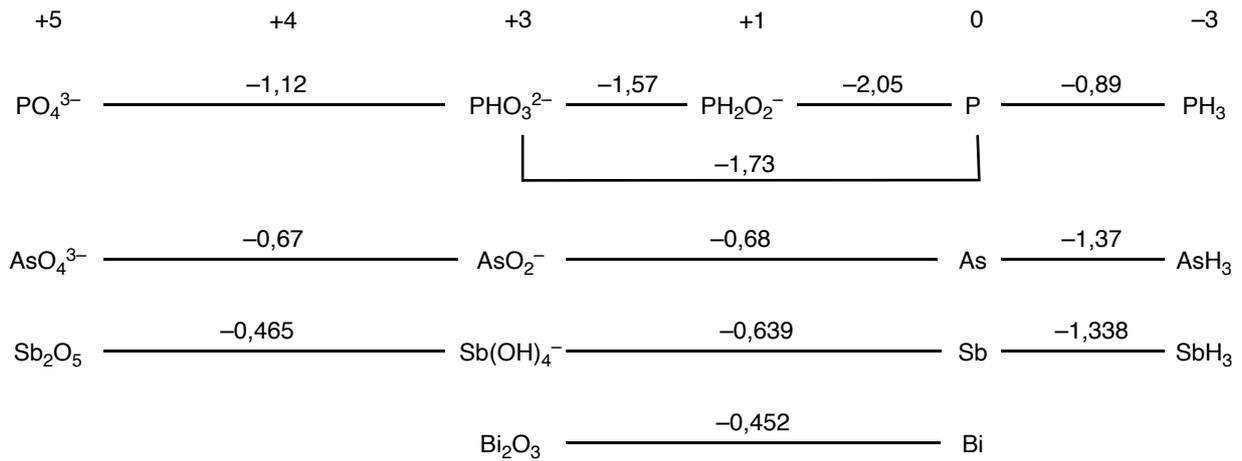


A3.7 Grupo 15 (P, As, Sb, Bi)

Disolución ácida

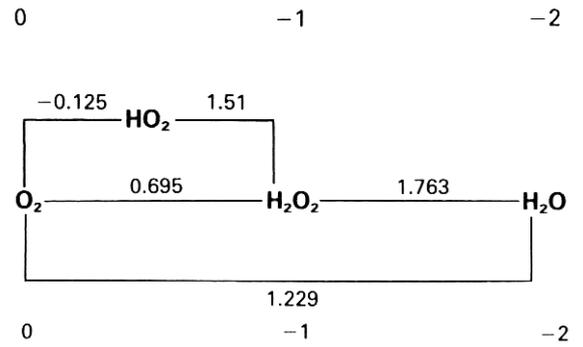


Disolución básica

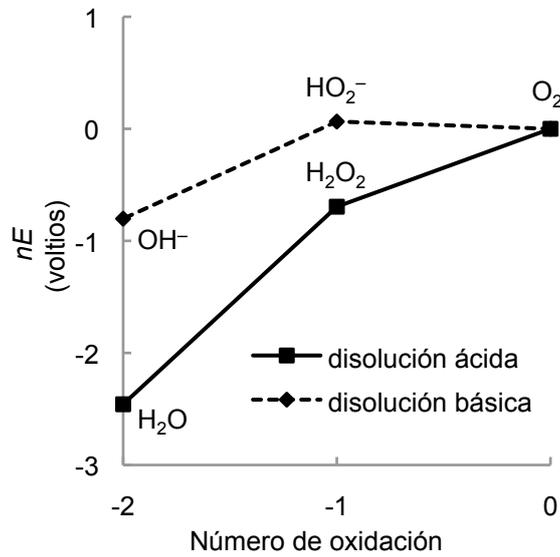
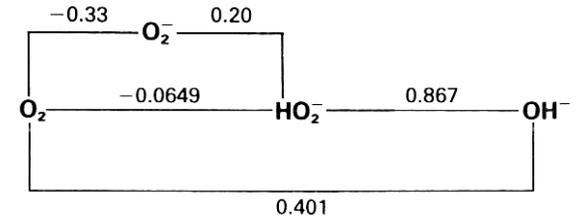


A3.8 Grupo 16 (oxígeno)

Acidic solution

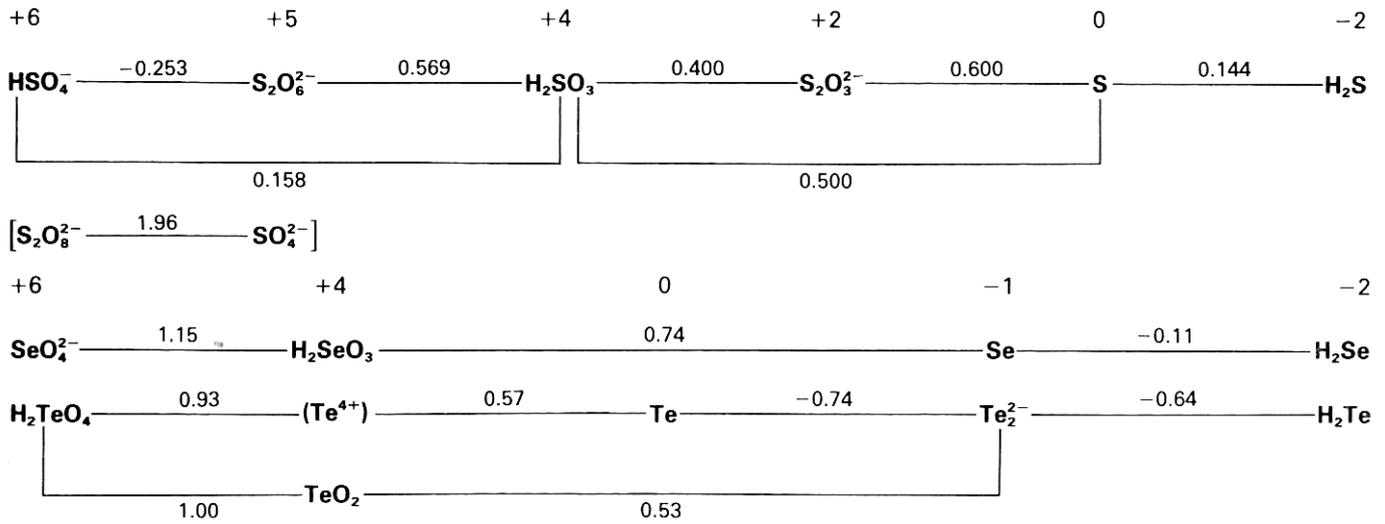


Basic solution

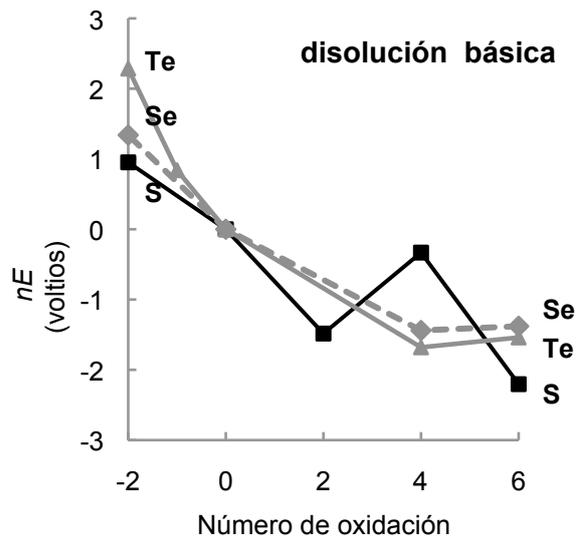
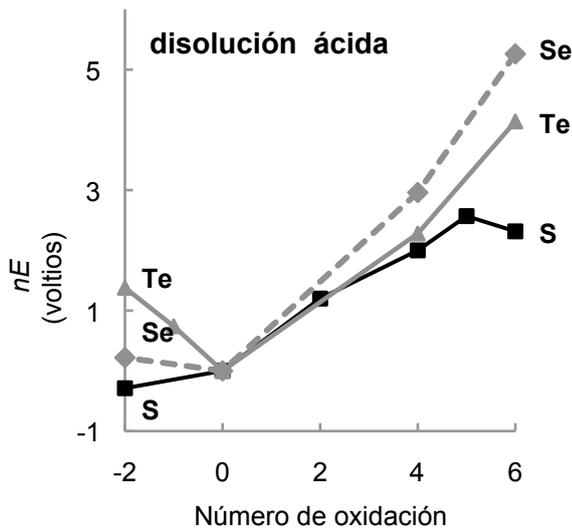
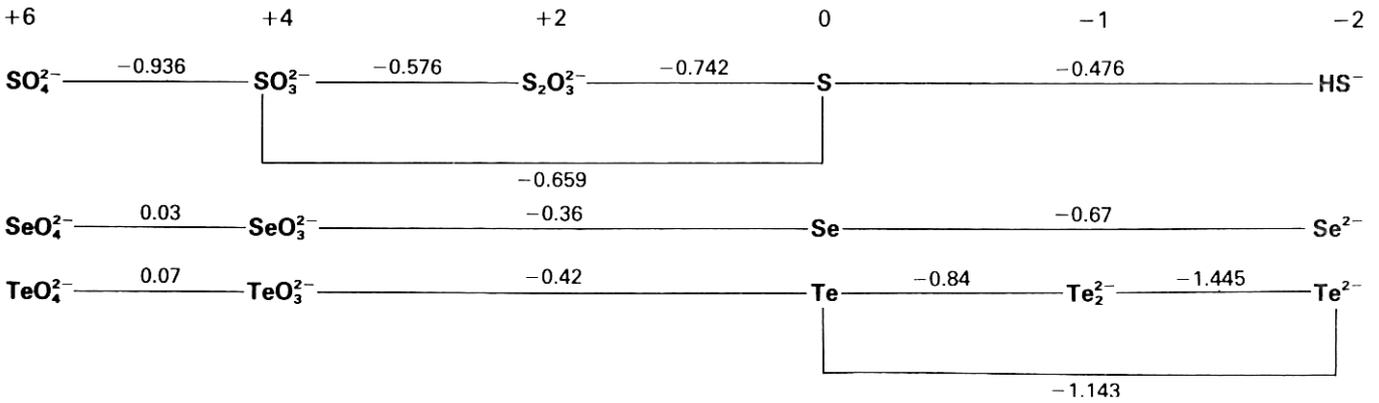


A3.9 Grupo 16 (S, Se, Te)

Acidic solution

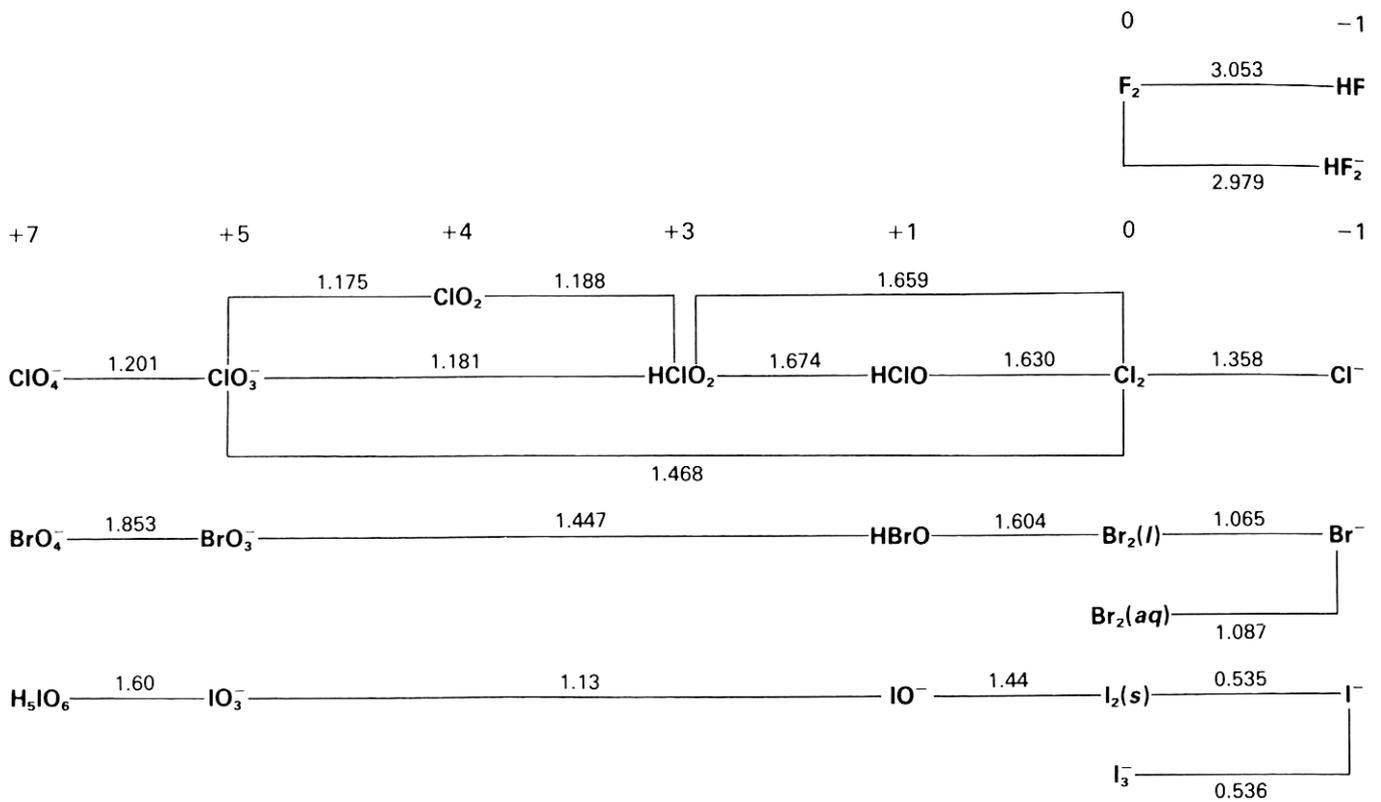


Basic solution

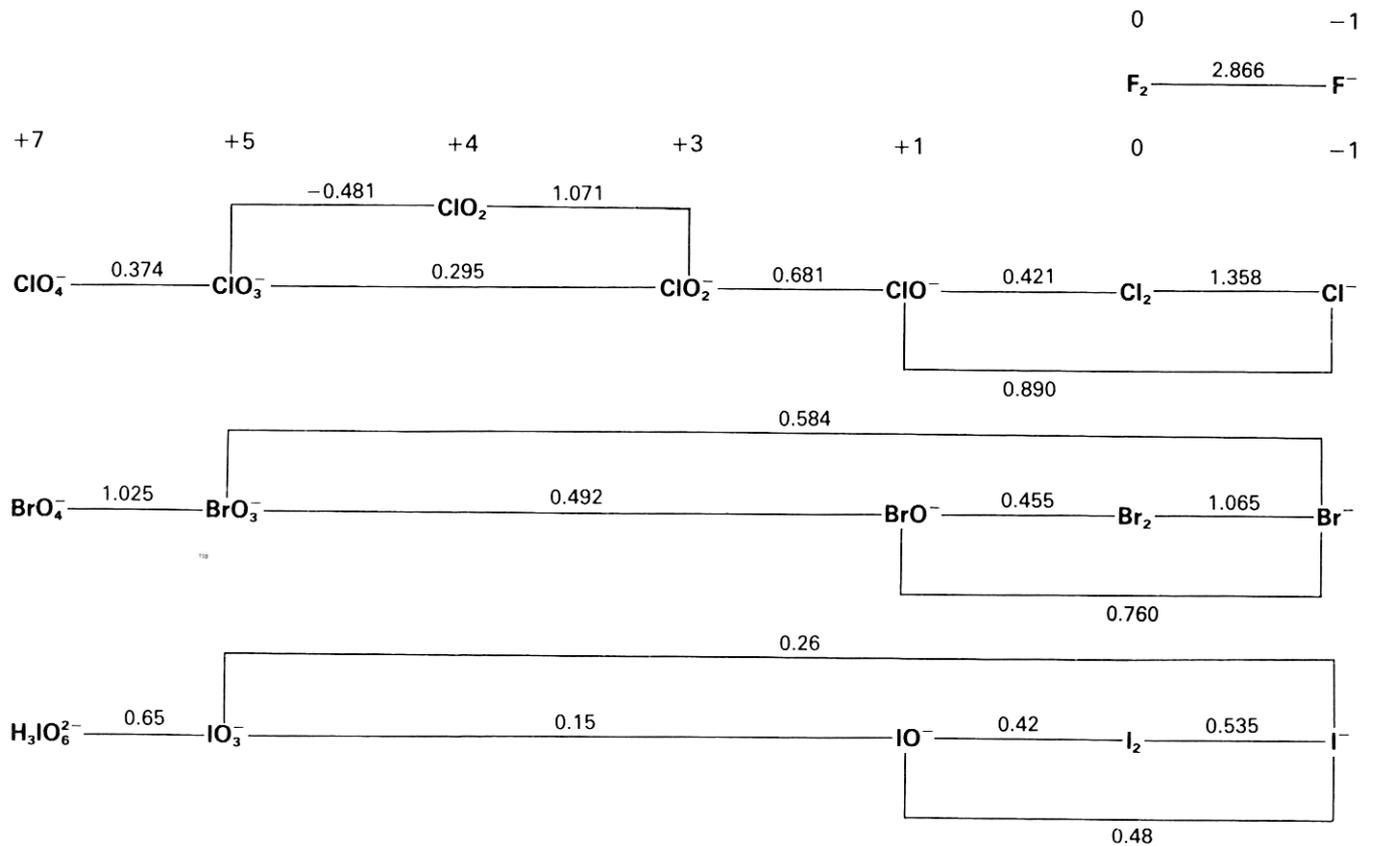


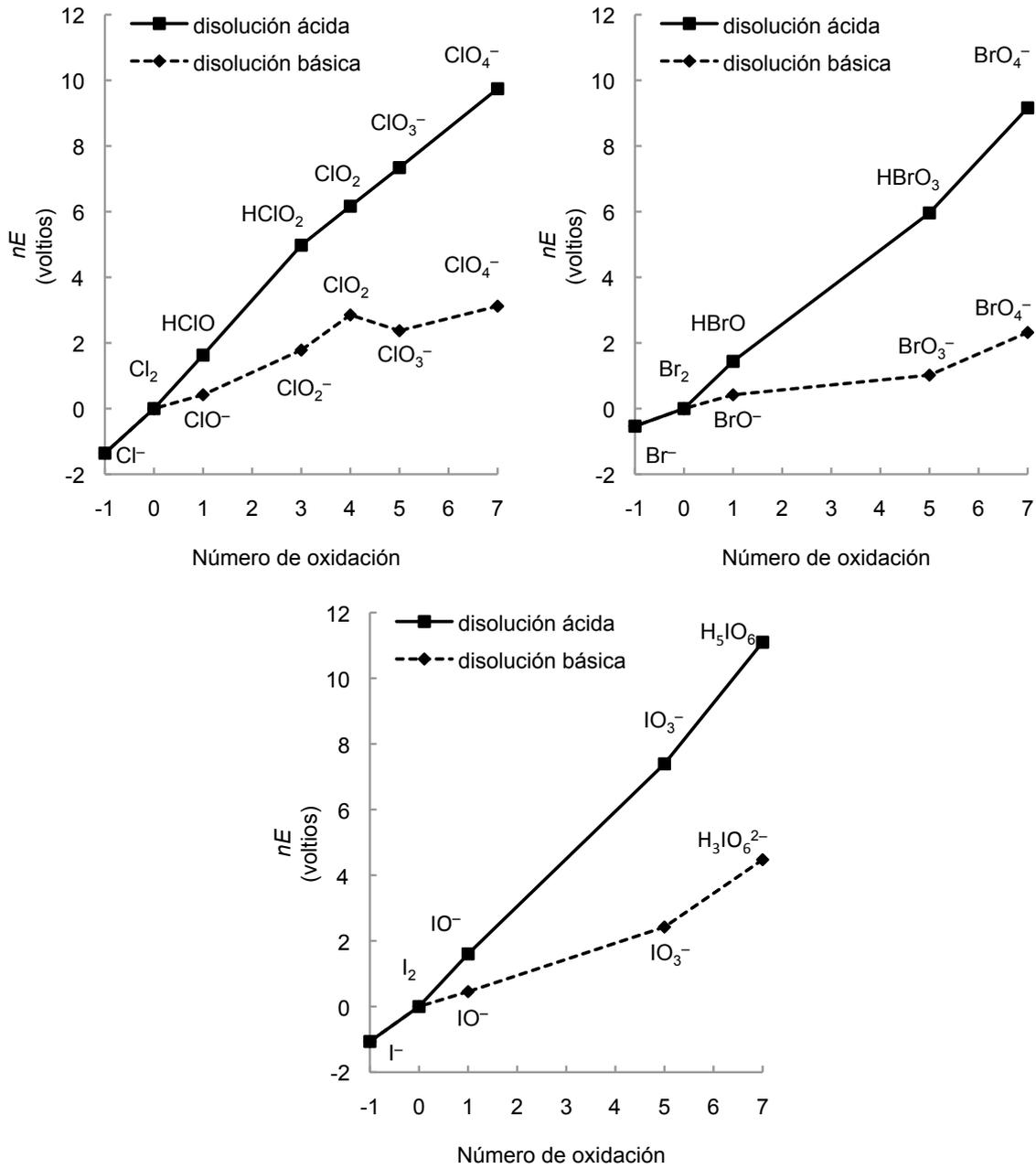
A3.7 Grupo 17

Acidic solution



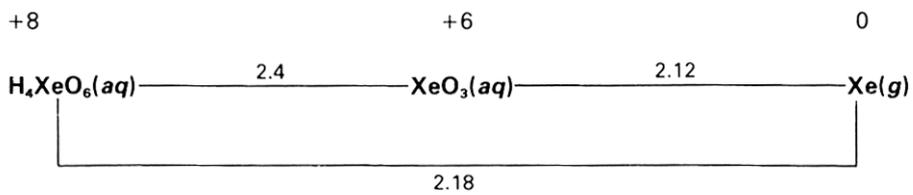
Basic solution





A3.8 Grupo 18

Acidic solution



Basic solution

