

SOLUCIONES A LAS ACTIVIDADES DE SEGUIMIENTO POR LA SUSPENSIÓN DE CLASES A PARTIR DEL 16 DE MARZO:

Ajustes Redox. (día 19)

Ejercicio de la hoja de actividades del lunes 16:

3- En estas reacciones que se indican (no están ajustadas y pueden faltar otras sustancias que no son de interés) ajústalas completando con las sustancias que faltan:



Esta reacción no ocurre realmente en disolución sino en un alto horno a alta temperatura con los sólidos finamente divididos, así que puede ajustarse directamente simplemente haciendo que el número de electrones que interviene sea el mismo en la especie que se oxida que en la que se reduce. Como el Fe necesita 3 electrones en el proceso de reducción y el C libera 4 electrones en la oxidación, un ajuste provisional (debe intervenir un número de electrones igual al mínimo común múltiplo de 4 y 3, es decir 12 electrones: 4 átomos de Fe y 3 de C) nos da para los coeficientes del Fe y C:



Falta comprobar el coeficiente del agua: la inspección nos dice que intervienen 12 átomos de H y un total de 12 de O, de los que 6 ya están en el CO_2 . Así que el coeficiente del agua ha de ser 6, y por tanto la ecuación ajustada será:



Si se nos hubiera ocurrido ajustarla por el método ion-electrón el procedimiento sería (suponiendo que el hidróxido se disocia):



Y multiplicando la primera ecuación por 3 y la segunda por 4 para que intervenga el mismo número de electrones y sumando, obtenemos la ecuación iónica:



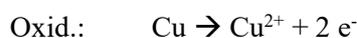
Pero para obtener la ecuación molecular hay que incluir los iones espectadores y reajustar:



Evidentemente se anulan las moléculas de agua “repetidas” en ambos lados, con lo que queda como ecuación molecular ajustada (lo mismo que hecho por vía seca):

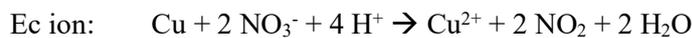


Esta reacción sí ocurre en disolución y es un ejemplo típico de reacción ajustable por el método ion-electrón. Podemos escribir las reacciones redox:

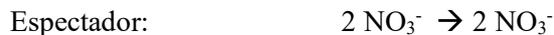
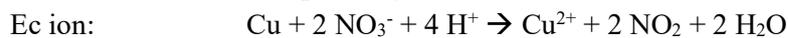


Y si igualamos el número de electrones que intervienen multiplicando la segunda reacción por 2 y sumamos para obtener la ecuación iónica:





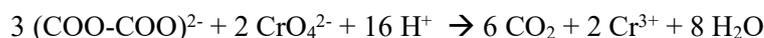
Pero debe entenderse que los 4 protones salen de 4 moléculas de ácido nítrico, de las que 2 se reducen y 2 aportan los iones nitrato para formar el nitrato de cobre, así que la ecuación iónica debe completarse con las especies espectadoras (que no participan en el proceso redox, pero que están presentes) lo que se indica a continuación para llegar a reacción molecular final:



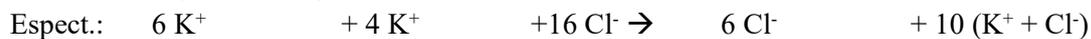
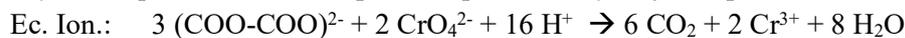
Aplicando el método del ion-electrón en medio ácido tenemos:



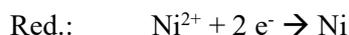
Para obtener la ecuación iónica debemos multiplicar la primera ecuación por 3 y la segunda por 2 para tener el mismo número de electrones intervinientes:



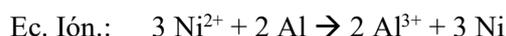
Y ya solo queda incluir las especies espectadoras y reajustar para obtener la ecuación molecular:



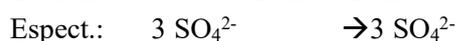
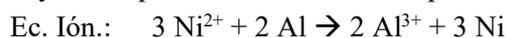
Aplicando el método del ion-electrón tenemos:



Y para obtener la ecuación iónica debemos multiplicar la primera ecuación por 2 y la segunda por 3 para que intervenga el mismo número de electrones:



Y ya solo queda incluir los iones espectadores para obtener la ecuación molecular:



Esta reacción no se produce en disolución (todas las sustancias son gases) por lo que no es necesario plantearla por el método del ion-electrón sino simplemente por ajuste directo entre electrones ganados y perdidos. Dado que el nitrógeno se oxida pasando de $\text{nox} = +2$ a $\text{nox} = +3$, pierde un electrón. Por otra parte, el oxígeno pasa de $\text{nox} = 0$ (ojo, solo en el oxígeno molecular) a $\text{nox} = -2$, gana dos electrones. Por lo tanto, deben oxidarse el doble de átomos de N que de O que se reducen (como se reducen dos átomos de O deben oxidarse 4 de N). Así que pueden incluirse directamente los coeficientes que se ponen en esta ecuación provisional:



Como se observa, quedan ajustados todos los elementos, por lo que esa es la ecuación ya ajustada definitivamente.

Si pretendemos ajustarla por el método del ion-electrón (ya se ha dicho que no es necesario, pero "podría" hacerse considerando que ambos gases son relativamente solubles), tendríamos:



Para obtener la ecuación iónica habría que multiplicar la primera por 2 y sumar a la segunda para que intervenga el mismo número de electrones:



Que como se observa, al simplificar las sustancias repetidas que aparecen a ambos lados, produce la ecuación molecular ya deducida arriba.



En este caso, lo más práctico es no usar el método del ion-electrón sino el ajuste por variación en el número de oxidación: el Cl se reduce desde nox = +5 hasta nox = -1, es decir que gana 6 electrones, mientras que el O pasa de nox = -2 a nox = 0, por lo que pierde 2 electrones. Por lo tanto, por cada átomo de Cl se oxidan 3 de O. Como en los productos solo pueden aparecer números pares de O, deberán oxidarse 6 átomos de O y por tanto se reducen 2 de Cl, con lo que se tendrá:



Ejercicio 5 de la página 171

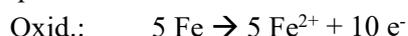


Este ejemplo es similar al apartado c) de las soluciones de arriba. (De hecho, no es buena idea usar HCl con el permanganato porque se produciría cloro gas. Pero esa es otra historia y debemos resolver el enunciado que nos dan.)

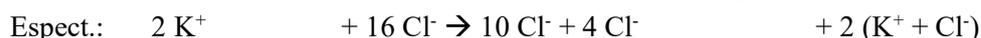
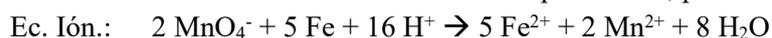
Primero debemos identificar los elementos que se oxidan y los que se reducen analizando los nox. Por inspección visual se deduce que el Mn cambia su número de oxidación. En el anión permanganato tiene nox = +7 mientras que en el dicloruro de manganeso tiene nox = +2, por lo que se reduce (el permanganato es un potente oxidante). La otra especie que cambia de estado de oxidación es evidentemente el Fe que pasa de nox = 0 (está en estado metálico elemental) a nox = +2 en el dicloruro de hierro, por lo que el Fe se oxida. Con esto, podemos plantear las dos semirreacciones (en medio ácido):

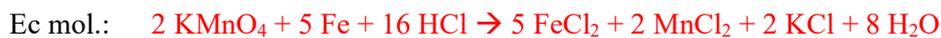


Para encontrar la ecuación iónica debemos multiplicar la primera por 5 y la segunda por 2 y sumar para que coincida el número de electrones intercambiados. Con esto, tendremos:

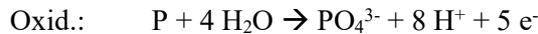


Ahora debemos incluir las especies espectadoras, recordando que los protones salen del HCl y los aniones cloruro se asociarán a los cationes espectadores, para obtener la reacción molecular:

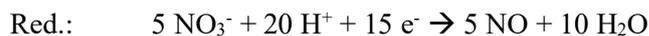
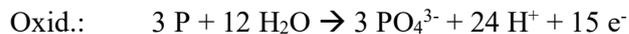




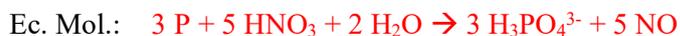
Este ajuste también se realiza en medio ácido dada la presencia de ácido nítrico, que además actúa de oxidante, pues es evidente que el N se reduce desde el nox = +5 en el anión nitrato a nox = +2 en el NO. El reductor es el P, que se oxida desde nox = 0 en su estado elemental como reactivo a nox = +5 en el ácido fosfórico. Con esto, planteamos las semirreacciones:



Para encontrar la ecuación iónica, multiplicamos la primera por 3 y la segunda por 5 y sumamos, simplificando en número de moléculas las especies repetidas a ambos lados:



Y para obtener la ecuación molecular falta por incluir los protones procedentes del ácido nítrico y que esos protones formarán parte del fosfórico (los 5 que aporta el nítrico y los 4 del ajuste suman los 9 que requiere el fosfórico):



En este caso deberemos hacer el ajuste en medio básico, dado que nos aparece un hidróxido como producto (ojo también lo podemos hacer en medio ácido y luego hacer el reajuste necesario, pero eso complica el proceso y es mejor hacerlo siguiendo el mecanismo detallado en la teoría).

Como es evidente por el ejemplo a), el Mn del permanganato se reduce, pero ahora hasta nox = +4 en el dióxido de manganeso. También debe ser evidente que el N pasa de nox = +3 en el anión nitrito hasta nox = +5 en el anión nitrato, por lo que es la especie que se oxida. Con esto tenemos las semirreacciones:



Para encontrar la ecuación iónica, multiplicamos la primera por 3 y la segunda por 2 y sumamos, simplificando lo que está repetido en ambos lados de la ecuación:

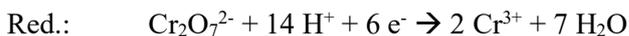


Y solo nos falta incluir los iones espectadores para llegar a la ecuación molecular:



En este caso, la presencia de ácido sulfúrico en los reactivos indica que el ajuste debe hacerse en medio ácido. También es evidente que el I se oxida pues pasa de tener nox = -1 en el anión yoduro a nox = 0 en el yodo elemento. Por otra parte, el elemento que se reduce es el Cr, que pasa de nox = +6 en el anión dicromato a nox = +3 en el sulfato de cromo(III). Es importante indicar que el dicromato es un potente oxidante.

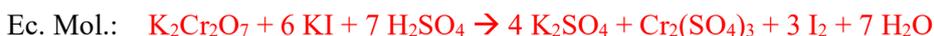
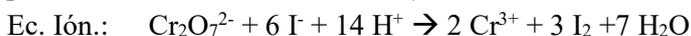
Con esto podemos escribir las semirreacciones redox:



Para encontrar la ecuación iónica deberemos multiplicar la primera por 3 y sumar:



Para encontrar la ecuación iónica nos falta incluir las especies espectadoras, recordando que los protones salen del ácido sulfúrico y los aniones sulfato se acomodarán con los cationes:

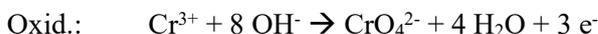


Es importante ver que pueden aparecer especies no indicadas en la reacción problema, como en este caso el agua.

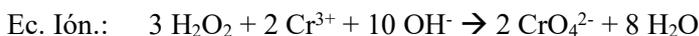
e) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

Este es otro ejemplo de ajuste en medio básico. El elemento que se reduce es el oxígeno del peróxido de hidrógeno, cuyo nox = -1 y pasa a nox = -2 en el agua. El elemento que se oxida es el Cr que pasa de nox = +3 en el cloruro de cromo(III) a nox = +6 en el anión cromato.

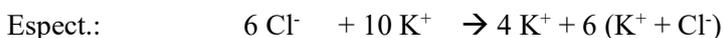
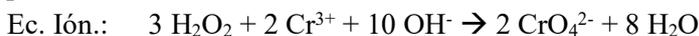
Las semirreacciones redox serán:



Para obtener la ecuación iónica deberemos multiplicar la primera por 2 y la segunda por 3 para que el número de electrones implicados sea el mismo en ambos procesos y luego sumar, simplificando las especies que aparecen en ambos lados.

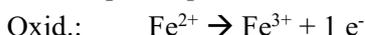


Y para obtener la ecuación molecular solo falta incluir las especies espectadoras y reajustarlas en los productos:

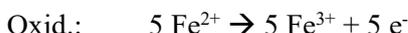


f) $\text{KMnO}_4 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

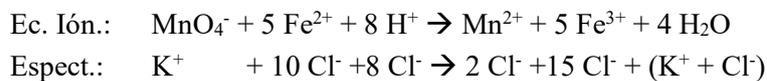
Este caso es parecido al del apartado a). Ahora, el Fe se oxida de nox = +2 a nox = +3. Siguiendo los mismos pasos que entonces, tenemos:



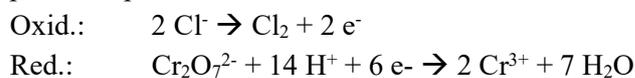
Para encontrar la ecuación iónica debemos multiplicar la primera por 5 y sumarlas para que coincida el número de electrones intercambiados. Con esto, tendremos:



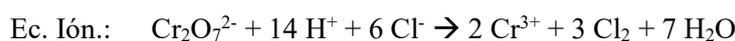
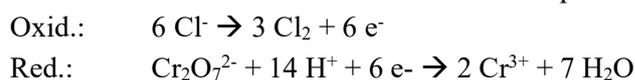
Y para obtener la ecuación molecular solo falta incluir las especies espectadoras:



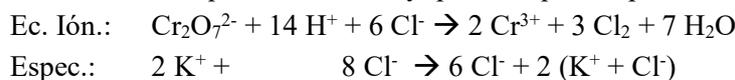
Este ajuste debe hacerse en medio ácido, donde ahora el ácido no solo aporta protones, sino que el anión se oxida, pues el Cl pasa de $\text{nox} = -1$ a $\text{nox} = 0$ en el cloro elemento. La especie que se reduce es el anión dicromato (es un poderoso oxidante) en el que el Cr pasa de $\text{nox} = +6$ a $\text{nox} = +3$. Con esto, podemos plantear las semirreacciones:



Para obtener la ecuación iónica debemos multiplicar la primera por 3 y sumar:

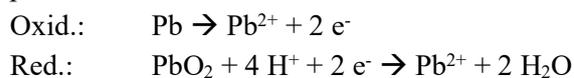


Y para encontrar la ecuación molecular, solo falta incluir las especies espectadoras, en especial los 8 aniones cloruro que no se oxidan y que se requieren por el consumo de protones:

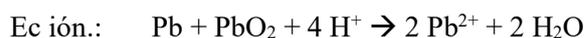
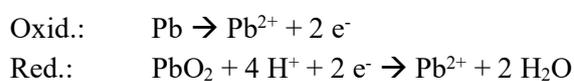


Este ajuste también debe hacerse en medio ácido dada la presencia de ácido sulfúrico. (Incidentalmente, esta es la reacción que se produce en las baterías de plomo durante el proceso de descarga.)

El plomo metálico con $\text{nox} = 0$ se oxida a $\text{nox} = +2$ en el sulfato de plomo(II). El Pb del dióxido de plomo se reduce desde $\text{nox} = +4$ hasta $\text{nox} = +2$. Por lo tanto, las semirreacciones redox serán:



Como el número de electrones intercambiados ya coinciden, basta con sumarlas directamente para obtener la ecuación iónica:



Ya solo falta incluir los aniones sulfato que producen los 4 protones (dos aniones sulfato) para obtener la ecuación molecular ajustada:

