

2º C-D BACHILLERATO - QUÍMICA - 3ª evaluación - (5-mayo-2011)

- Calcular el pH de una disolución preparada mezclando volúmenes iguales de las disoluciones siguientes:
 - HCl 0,2 Molar
 - Una disolución que contiene 6,4 g/l de NaOH
 - KOH 0,04 Molar
- Enuncie la teoría ácido-base de Arrhenius, indicando sus principales limitaciones así como las diferencias fundamentales que tiene con la teoría de Brønsted
- En disolución acuosa y en medio ácido sulfúrico, el permanganato de potasio reacciona con el peróxido de hidrógeno dando Mn(II), oxígeno y agua. A) Ajustar la reacción por el método del ion-electrón indicando las especies oxidantes y reductoras. B) Calcular cuantos moles de peróxido de hidrógeno se necesitan para obtener 1 litro de oxígeno medido en Condiciones Normales.
- Una sal poco soluble en agua, de fórmula molecular A_2B_3 , presenta una solubilidad en agua de 10^{-4} moles/L a 25°C . ¿Qué valor tiene su producto de solubilidad?
- La reacción entre el permanganato de potasio y el yoduro de potasio en presencia de hidróxido de potasio conduce a la formación de manganato de potasio (tetraoxomanganato(VI) de potasio), yodato de potasio y agua. Ajusta la reacción por el método del ion-electrón, identificando las semirreacciones correspondientes al oxidante, al reductor, la reacción iónica y la reacción total.

DATOS: Pesos atómicos: Ag = 108,0 ; Al = 27,0 ; B = 11,0 ; Br = 80,0 ; C = 12,0 ; Ca = 40,0
Cl = 35,5 ; Cr = 52,0 ; Cu = 63,5 ; Fe = 56,0 ; H = 1,0 ; K = 39,0 ;
Mn = 55,0 ; N = 14,0 ; Na = 23,0 ; O = 16,0 ; Pb = 207,0 ; S = 32,0 ;
Sn = 119,0 ; I = 127,0
1 Faraday = 96500 cul.

SOLUCIONES

- 1º - Calcular el pH de una disolución preparada mezclando volúmenes iguales de las disoluciones siguientes:**
- HCl 0,2 Molar
 - Una disolución que contiene 6,4 g/l de NaOH
 - KOH 0,04 Molar

RESOLUCIÓN

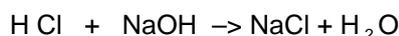
Como se mezclan volúmenes iguales, vamos a suponer que mezclamos 1 litro de cada una de las disoluciones, por lo que tendremos:

a) 1 L de HCl 0,2 M \Rightarrow 0,2 moles de ácido HCl

b) 1 L de NaOH con 6,4 g/L: $M = \frac{6,4}{40,1} = 0,16 \text{ M} \Rightarrow$ 0,16 moles de NaOH

c) 1 L de KOH 0,04 M \Rightarrow 0,04 moles de KOH

Dado que tenemos un ácido y dos bases, aunque la reacción es simultánea entre todos los reactivos, vamos a suponer que las reacciones son consecutivas, por lo que se producirá la reacción del ácido con una de las bases, y la cantidad de ácido que sobre, reaccionará con la otra base:



Reaccionan mol a mol, por lo que reaccionarán 0,16 moles de NaOH con la misma cantidad de moles del ácido HCl. Dado que teníamos 0,20 moles de HCl y reaccionan 0,16 moles con el NaOH, nos sobrarán:

$$0,20 - 0,16 = 0,04 \text{ moles de HCl sobrarán en esta primera reacción}$$

Y esta cantidad reaccionará con la otra base: $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

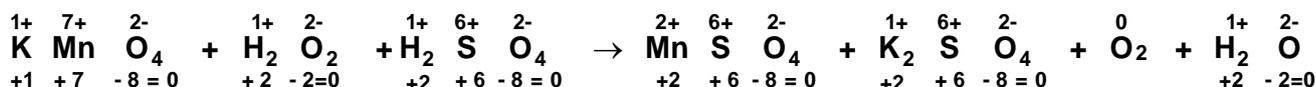
Como vemos, también reaccionan mol a mol, por lo que dado que disponemos de 0,04 moles de ácido sobrante de la reacción anterior y otros 0,04 moles de KOH, reaccionarán completamente y no sobrará nada de ninguno de los reactivos.

Las dos sales formadas: NaCl y KCl son sales procedentes de un ácido fuerte (HCl) y de bases fuertes (NaOH y KOH), las disoluciones serán neutras, por consiguiente: **pH = 7**

3- En disolución acuosa y en medio ácido sulfúrico, el permanganato de potasio reacciona con el peróxido de hidrógeno dando Mn(II), oxígeno y agua. A) Ajustar la reacción por el método del ion-electrón indicando las especies oxidantes y reductoras. B) Calcular cuantos moles de peróxido de hidrógeno se necesitan para obtener 1 litro de oxígeno medido en Condiciones Normales

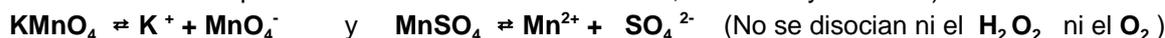
RESOLUCIÓN:

A. Se identifican los elementos que cambian su número de oxidación, determinando los números de oxidación que tienen todos los elementos en los compuestos que aparecen en la ecuación, tanto en los reactivos como en los productos:



en la cual vemos que cambia el número de oxidación el Mn (pasa de 7+ a 2+) y el Oxígeno (pasa de 1- a 0), ya que cambia el oxígeno que está presente en el H₂O₂ el cual pasa a O₂, pues debe suponerse que los demás oxígenos existentes en los reactivos con número de oxidación 2- continúan con 2- en los productos de reacción.

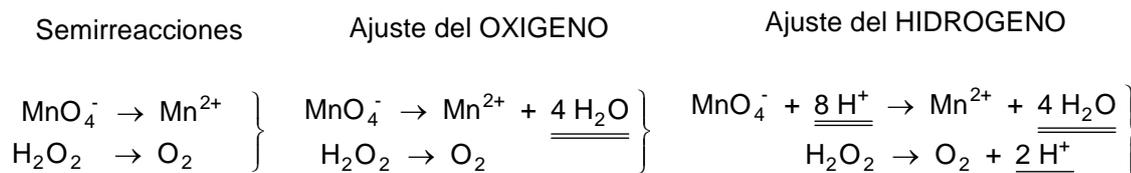
B. Se disocian los compuestos en los cuales se encuentren los elementos que cambian su número de oxidación (debe tenerse en cuenta que solamente se disocian los ácidos, las bases y las sales)



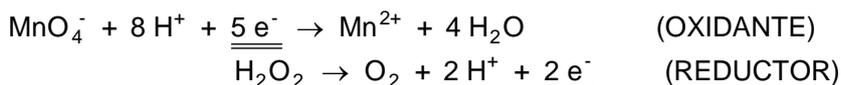
C. Se escribe la reacción solamente con los iones y/o compuestos sin disociar que contengan a los elementos que cambian su número de oxidación. Asimismo, si la reacción transcurre en medio ácido, debe añadirse H⁺ en los reactivos, aunque si no se hace, cuando se ajuste la reacción, nos aparecerán esos iones H⁺:



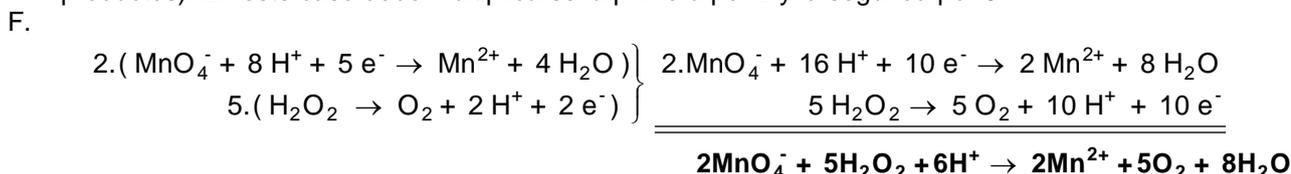
D. Se escriben las semirreacciones de cada uno de los iones, igualandolas. Para ello,
 1º- Se igualan los oxígenos añadiendo agua al miembro donde falten,
 2º- Los Hidrógenos se igualan añadiendo protones (H⁺) al miembro donde sea necesario,
 3º- Se igualan las cargas añadiendo electrones al miembro donde falten cargas negativas



Ajuste de las CARGAS

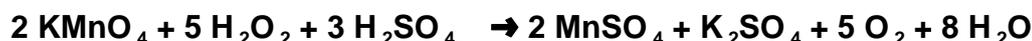


E. Se multiplican ambas semirreacciones por unos coeficientes mínimos tales que hagan el número de electrones ganados por el oxidante (corresponde a la semirreacción que tiene los electrones en los reactivos) sea igual al de electrones perdidos por el reductor (éste corresponde a la semirreacción que tiene los electrones en los productos). En este caso debe multiplicarse la primera por 2 y la segunda por 5:



donde al sumar ambas se simplifica, si es posible. Aquí, se eliminan los 10 e-, así como de los 16 H⁺ presentes en los reactivos de la primera semirreacción se eliminan los 10 protones que aparecen en los productos de la segunda semirreacción, quedando solo 6 H⁺ en los reactivos, obteniéndose de esta forma la reacción iónica correspondiente.

- G. Para ajustar la reacción completa, se trasladan a ella los coeficientes de esta reacción iónica, teniendo en cuenta que los H⁺ proceden del ácido sulfúrico y que siempre es necesario ajustar aquellos elementos que no han intervenido en la reacción iónica, como es el caso del S y del K



El n° de moles contenidas en 1 Litro de Oxígeno en C.N. se determina aplicando la ecuación general de los gases:

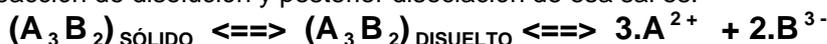
$$P.V = n.R.T \Rightarrow 1.1 = n.0,082.273 \Rightarrow n = \frac{1}{0,082.273} = 0,0447 \text{ moles de O}_2$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción: 5 moles de H₂O₂ producen 5 moles de O₂, es decir, el mismo número de moles, por lo que para obtener 0,0447 moles de O₂ **se necesitarán 0,0447 moles de H₂O₂**

- 4-** Calcular la solubilidad en mol/L de una sal A₃B₂, poco soluble en agua, cuyo producto de solubilidad es K_p, = 1,08 . 10⁻²³.

RESOLUCIÓN

La reacción de disolución y posterior disociación de esa sal es:



en la cual la cantidad de sal disuelta sin disociar ("a") es prácticamente constante mientras exista sal sólida. Así, llamando "s" a la solubilidad (n° de moles de sal disueltas y disociadas, podemos escribir el equilibrio de disociación

	(A ₃ B ₂) SÓLIDO	<=>	3.A ²⁺ +	2.B ³⁻
Inicial	a		---	---
En equilibrio	a		3.s	2.s

La expresión de la constante del producto de solubilidad es:

$$K_p = [\text{A}^{2+}]^3 \cdot [\text{B}^{3-}]^2$$

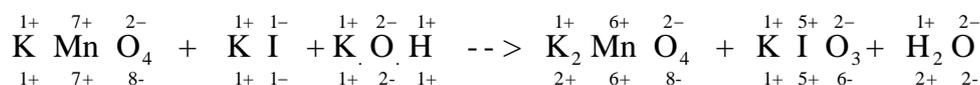
Al sustituir, podemos determinar el valor de la solubilidad "s": $1,08 \cdot 10^{-23} = (3.s)^3 \cdot (2.s)^2$; $1,08 \cdot 10^{-23} = 108.s^5$ de donde **s = 10⁻⁵ mol/L**

- 5-** La reacción entre el permanganato de potasio y el yoduro de potasio en presencia de hidróxido de potasio conduce a la formación de manganato de potasio (tetraoxomanganato(VI) de potasio), yodato de potasio y agua.

Ajusta la reacción por el método del ion-electrón, identificando las semirreacciones correspondientes al oxidante, al reductor, la reacción iónica y la reacción total

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es:

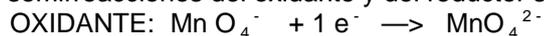


Donde vemos que cambian su número de oxidación el Manganeseo y el Yodo

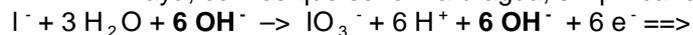
Las disociaciones que tiene lugar en los ácidos bases y sales presentes en esta reacción son:



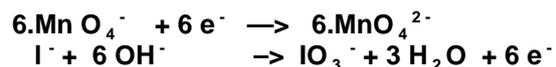
Las semirreacciones del oxidante y del reductor son:



REDUCTOR $\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^-$ pero como el proceso tiene lugar en medio básico, hemos de eliminar todos los H^+ para lo cual le añadimos a cada miembro de esta última tantos OH^- como H^+ haya, con los que se formará agua, simplificando a continuación la reacción resultante:



por lo que para igualar el número de electrones ganados en la primera al de perdidos en la segunda, multiplicamos la primera por 6, dejando la segunda como está, con lo que nos quedan:



La reacción total se obtiene de sustituir los coeficientes en ella, quedandonos:

