

Foll.
372.856

11428

1

PROYECTO MULTINACIONAL PARA EL MEJORAMIENTO
DE LA ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS O.E.A.

Proyecto 30

15

Guia del Profesor

Problemas de Química general e inorgánica

- serie 1 -

Ej. 16764

Dr. Ariel Guerrero

Dr. Roberto Bonelli

Prof. Susana V. de Piccardo

CENTRO NACIONAL
DE DOCUMENTACION E INFORMACION EDUCATIVA
Buenos Aires Rep Argentina

BUENOS AIRES

Marzo 1977

BIBLIOTECA	
Entró	11/8/78
Remitente	LA
Intervino	(Signature)

INV	011428
SIG	Foll 342.856
LIG	1

AGOSTO 1978

Reimpresión: 300 ejemplares

CENTRO NACIONAL
DE DOCUMENTACIÓN E INFORMACIÓN EDUCATIVA
Buenos Aires Rep Argentina

Los cuatro primeros son ejercicios formativos y se introducen más que nada como propuesta de preguntas conceptuales y con el objeto que el alumno adquiriera el lenguaje científico paulatinamente. En el problema 5, por lo general existe la tendencia de calcular $n - 1$ respuestas y luego de sumados sus valores entre sí, restarlos de 100 para hallar el último. Si esto se hace, se debe insistir en dejar como "diferencia" siempre el que esté en mayor proporción para que el error cometido sea más pequeño.

Además plantearlo como el ejemplo que sigue:

$$\begin{array}{l} \text{b) } 500 \text{ g de solución} \text{ ————— } 50 \text{ g de Na Cl} \\ \quad 100 \text{ g de solución} \text{ ————— } x \qquad \qquad \qquad x = 10 \text{ g de Na Cl} \end{array}$$

Respuesta: El sistema está formado por 10% de cloruro de amonio y 90% de agua.

Mantener en cada lado del planteo de la regla de tres las unidades homogéneas, y hacer observar al alumno que no siempre el resultado numérico es exactamente igual a la respuesta que se pide. Los problemas de ben llevar respuesta cuando se hacen por escrito.

- Problema 9,10 y 11 utilizar unidades en las etapas intermedias, por ejemplo en el problema 9:

$$\begin{array}{l} 1^\circ \text{ muestra} \quad \frac{m_o}{m_n} \quad 1,14285 \quad \frac{\text{g de oxígeno}}{\text{g de nitrógeno}} \\ \\ 2^\circ \text{ muestra} \quad \frac{m_o}{m_n} \quad 1,14285 \quad \frac{\text{g de oxígeno}}{\text{g de nitrógeno}} \\ \\ 3^\circ \text{ muestra} \quad \frac{m_n}{m_o} \quad 1,14285 \quad \frac{\text{g de oxígeno}}{\text{g de nitrógeno}} \end{array}$$

En los tres casos el resultado numérico es el mismo, pues se trata siempre de una masa de oxígeno que se une a un gramo de nitrógeno. Algo más que el alumno debe tener en cuenta es que 4g no es lo mis-

mo que 4,0 g y que todas las masas están expresadas el décimo gramo, y por otra parte que el resultado no puede estar expresado por un número mayor de cifras significativas, el resultado no puede ser 1,14285 sino $1,1 \frac{\text{g de oxígeno}}{\text{g de nitrógeno}}$

- Problema 10 los resultados respectivos son 1,1; 1,1 y $3,4 \frac{\text{g de oxígeno}}{\text{g de nitrógeno}}$ respectivamente; o sea que una misma masa de nitrógeno (1 gramo) se unen a masas de oxígeno iguales para las muestras 1° y 2° y diferentes con la 3°:

$$\frac{3,4 \text{ g de oxígeno}}{1,1 \text{ g de oxígeno}} = 3,09 = 3,1 = \frac{3}{1} \quad \boxed{\frac{3}{1}} \text{ es la relación de números enteros y pequeños}$$

Tomando 3 en vez de 3,1 se comete un error de 3,33% (aceptable en este tipo de cálculos)

SERIE 2

- Problema 3. Tener en cuenta que la diferencia fundamental entre ambas teorías es que Avogadro postula que las moléculas de los elementos pueden ser poliatómicas (sustancias elementales) en particular los no metales comunes (no se conocía la fórmula del ozono ni la existencia de los gases inertes que son la excepción).
- Problema 4. Conviene definir en forma general respecto a la unidad, aclarando que originalmente fue H, luego O/16 y en la actualidad $^{12}\text{C}/12$.
- Problema 5. El mol y el átomo gramo (como el equivalente gramo) son unidades químicas de masa expresados siempre en gramos y que numéricamente coinciden con el peso molecular y el peso atómico (peso equivalente) respectivamente.
- Problema 9. Complementa los cálculos necesarios en la determinación del peso equivalente del magnesio (trabajo práctico).

- Problema 16, 17 y 18. Son de dificultad progresiva. En ningún caso es necesario pasar por la composición centesimal, pero acá deben darse los pasos lógicos en la resolución, por ejemplo en el 16:

12,0 g de carbono ——— 1 átomo g de carbono

0,48 g de carbono ——— $x = 0,04$ átomo gramo de carbono

1,0 g de hidrógeno ——— 1 átomo gramo de hidrógeno

0,04 g de hidrógeno ——— $x = 0,04$ átomo gramo de hidrógeno

La proporción entre átomo gramo es igual a la proporción atómica, de manera que puede escribirse como fórmula mínima CH.

PROYECTO MULTINACIONAL PARA EL MEJORAMIENTO
DE LA ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS O.E.A.

Guia del Profesor

Problemas de Química general e inorgánica

- serie 2 -

Dr. Ariel Guerrero

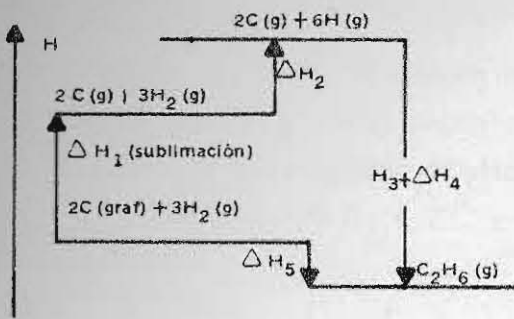
Dr. Roberto Bonelli

Prof. Susana V. de Piccardo

AGOSTO 1978

Reimpresión: 300 ejemplares

- Problema 8, 12 y 14: En ellos hay que tener en cuenta la entalpía de sublimación del grafito que es 171 kcal/mol, siguiendo el ejemplo adjunto.



- ΔH_3 = energía de unión C - C
 ΔH_4 = energía de unión (C-H) . 6
 ΔH_5 : RESPUESTA

- Problemas 8 al 14: Se utilizan energías de unión sacadas de tablas.

SERIE 4

- Problema 2: Importante mostrar (1° ley de Faraday), que la masa puesta en juego es independiente de la concentración de la solución, de la presión y de la temperatura (factores de potencia)
- Problema 4: Es importante en clase mostrar cómo de las leyes de Faraday se puede deducir el valor de la carga del electrón, que fue conocida antes (Stoney) que fuera medido individualmente (Millikan 1913).
 Por ejemplo para la Ag

$$96.500 \text{ coulomb son transportados por 1 equiv.} =$$

$$= \frac{\text{átomo gramo} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{N^\circ(\text{valencia})}$$

$$\frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ átomo}} \frac{96.500 \text{ coulomb}}{x} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ coulomb}$$

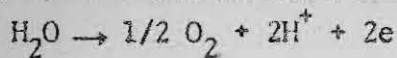
Para el cobre II

$$\frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{2} \frac{96.500 \text{ coulomb}}{x} = 2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ coulomb}$$

Para el aluminio III resulta $3 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}$ colulomb

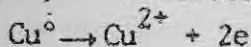
- Problema 9: Tomar en cuenta que el oxoanión SO_4^{2-} no se descarga en solución acuosa y mucho menos como SO_4^0

en a) y c) la reacción anódica es



(ya que se trata de soluciones muestras o debilmente ácidas)

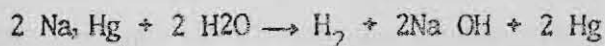
en b) y d) es el electrodo(ánodo) el que sufre la transformación:



El ánodo se consume poco a poco y el cobre del mismo pasa a la solución como Cu^{2+} y luego se descarga en el cátodo como Cu^0 (cobre electrolítico).

En f) no se descarga el sodio (como no lo hace ningún metal que está por encima del hidrógeno en la tabla de potenciales); lo hace el hidrógeno del agua.

El g), si se trabaja con cátodo de mercurio, debido a que este presenta al fenómeno de sobre potencial se descarga el sodio y no el hidrógeno, y se forma la amalgama de sodio, que se mantiene hasta tanto no se interrumpa la corriente. A esa amalgama puede atribuírsele la fórmula Na, Hg. La amalgama se destruye en agua según:



(ver trabajo práctico correspondiente).

- Problema 13: Es importante señalarle al alumno que es tan grande el "vacío" en el átomo que cualquier representación habitual no está dibujada en escala; ya que en él hay más espacio vacío que ocupado por materia.

- Problema 17 al 19: Insistir en la notación tal como se indica:

Núm. másico Núm. de oxidación (numeral de Stokes)
Núm. atómico atonicidad

Un error muy frecuente en este tipo de problemas es pensar que los cationes tienen protones de más.

- Problema 20: Acá es satisfactoria la respuesta s y p, que son los orbitales que comúnmente se utilizan en ambos cursos.

SERIE 5

- Problema 3: Es necesario que el alumno tenga en cuenta que el ordenamiento propuesto por Mendeleev aún es usado, para que valore en toda su magnitud el trabajo de la Clasificación.
- Problema 6: Satisfactoria la respuesta "la forma del orbital". Esta pregunta complementa a las 4.20 y 5.5.
- Problema 7: Conocer el gráfico de la energía de 1° ionización en función del número atómico, mostrando máximos y mínimos y casos intermedios como el del oxígeno es útil en este caso.
- Problemas 11 y 12: Son complementarios y preparan para la interpretación de las teorías de Lewis y Kossel.
- Problema 16: Las uniones se clasifican fundamentalmente en iónicas, covalentes y metálicas.
- Problema 17: No se pretenden cifras de puntos de ebullición o de fusión, pero sí que el alumno pueda predecir, de acuerdo al tipo de unión, algunas propiedades físicas de las sustancias, en forma comparativa.
- Problema 18: Los electrones se colocan de a pares, como si el símbolo estuviese enmarcado por un cuadrado imaginario:

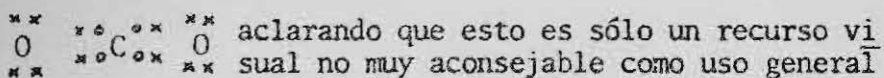


evitar hacerlo de otro modo

por dos razones:

- 1) porque los electrones se aparean (verdad científica)
- 2) para evitar confusiones en las uniones, de manera que no sólo quede claro para el que escribe sino para el que lo lee (recurso didáctico).

Para más claridad aún, marcar los electrones de los diferentes átomos de manera distinta:



Inclusive en esta forma se puede ir dando idea de la geometría de las moléculas sencillas, tan necesaria para explicar y también predecir las propiedades de las sustancias.

- Problema 19: Acá la respuesta satisfactoria momentaneamente es "aceptar y ceder un par electrónico respectivamente", pero va a servir posteriormente para ampliar el concepto de ácido y base.
- Problema 20: No omitir el estudio, aunque breve de la unión metálica, ya que es la que aparece más de las 2/3 partes de las sustancias elementales.
- Problemas 21 al 23: Estos, unidos a los de hidrólisis, que se desarrollarán más adelante, constituyen los ejemplos de las reacciones fundamentales sin cambio de valencia. Conviene que el alumno conozca la solubilidad y volatilidad de las sales, ácidos y bases más comunes, para poder predecir estas reacciones y para acostumbrarse a trabajar con iones mucho antes que en las reacciones redox.

Con la reacción iónica de las neutralizaciones se pone de manifiesto el mecanismo de este tipo de reacciones, insinuando en teoría y en los ejercicios 2.23 a) y 2.24.

PROYECTO MULTINACIONAL PARA EL MEJORAMIENTO
DE LA ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS O.E.A.

Guia del Profesor

Problemas de Química general e inorgánica

- serie 3 -

Dr. Ariel Guerrero

Dr. Roberto Bonelli

Prof. Susana V. de Piccardo

BUENOS AIRES

Julio 1977

AGOSTO 1978

Reimpresión: 300 ejemplares

GUIA DE PROFESORES

PROBLEMAS SERIE 3

Problemas 1 y 2. Su inclusión en este orden obliga al alumno a hacer un repaso de los conceptos fundamentales antes de resolver problemas numéricos.

Problema 3. Las tres preguntas son similares. No se dan las fórmulas de las sustancias por que se entiende que a esta altura la escritura debe ser fluída.

a) H_2SO_4 mol 98 g en consecuencia 49 g es 1/2 mol
la solución resulta 0,5 molar

Como en este caso la normalidad es doble que la molaridad (n° de hidrógenos) la solución resulta 1 Normal.

Conviene destacar cuando se resuelven estos tipos de problemas que la normalidad siempre resulta igual o mayor (múltiplo) que la molaridad.

Problema 4. Una manera de plantearlo, algo diferente a lo convencional es:

$$10 \text{ litros} \cdot 0,2 \frac{\text{equiv}}{\text{litro}} \cdot \frac{49 \text{ g}}{\text{equiv}} = 98 \text{ g}$$

Si se prefiere la forma clásica:

$$1 \text{ equiv} \text{ ————— } 49 \text{ g}$$

$$0,2 \text{ equiv} \text{ ————— } x = 9,8 \text{ g}$$

Pero estos 9,8 g deben estar disueltos en 1 litro de solución, si se trata de 10 litros se deberán usar 98 g de ácido.

Problema 5. Practicamente en él se abarcan todas las posibilidades del tema:

La densidad $1,18 \text{ g/cm}^3$ implica que 1 litro pesa 1180 g, por lo tanto

$$100 \text{ g (de solución)} \text{ ————— } 25 \text{ g de ácido}$$

$$1180 \text{ g (que es un litro)} \text{ ————— } x = 295 \text{ g de ácido}$$

Como el mol del ácido sulfúrico es 98 g

$$98 \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

$$295 \text{ g} \text{ ————— } x = 3,01 \text{ moles}$$

La molaridad es 3,01.

La normalidad es obviamente 6,02

el volumen necesario para neutralizar al hidróxido de calcio resulta:

$$V_{\text{ác}} \cdot N_{\text{ác}} = V_{\text{b.}} \cdot N_{\text{b.}} \quad V_{\text{ác.}} = \frac{0,2001 \cdot 0,04 \text{ N}}{6,02 \text{ N}} = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ l}$$

El volumen necesario es de 1,33 ml.

Problema 6. Semejante al anterior.

Problema 7. Es un problema conceptual. La molalidad y la molaridad son semejantes cuando las soluciones son diluídas pero, cuando la concentración es tan elevada como en el caso del problema 6 resultan sensiblemente diferentes.

Problema 10. Este problema servirá para más adelante, cuando se trate el problema de la constante y del producto iónico del agua.

Se puede considerar que un litro de agua pesa aproximadamente 1.000 g., por lo tanto si

$$\begin{array}{r} 18 \text{ g.} \quad \frac{\quad}{\quad} \quad 1 \text{ mol} \\ 1000 \text{ g.} \quad \frac{\quad}{\quad} \quad x = 55,56 \text{ moles} \end{array}$$

En consecuencia el agua resulta de una concentración 55,56 M.

Problema 12. Las consecuencias de la Ley de Raoult son el descenso crioscópico y el ascenso ebulloscópico, que se evidencian perfectamente en el gráfico apropiado.

Problema 15. En él se muestra que un aumento de 10 veces en la concentración no influye como podría suponerse en una disminución de 100 veces la presión de vapor del agua:

$$\frac{1,8 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} = 0,01 \text{ moles de glucosa} \quad 55,56 \text{ moles de agua (del problema 10)}$$

El número de moles totales es $0,01 + 55,56 = 55,57$

Fracción molar de la glucosa $\frac{0,01}{55,57} = 1,8 \cdot 10^{-4}$

Fracción molar del agua $\frac{55,56}{55,57} = 0,998$

$$\begin{aligned} \text{Presión de vapor de la solución} &= \text{presión de vap. sol. puro} \cdot \text{frac. molar} \\ &\quad \text{del solvente} \\ &= 17,50 \text{ torr} \cdot 0,998 = 17,47 \text{ torr} \end{aligned}$$

En el segundo caso la presión de vapor de la solución resulta: 17,19 torr

Problemas 14, 15 y 16. Aunque lo que se pide en ellos es diferente, los problemas son semejantes en su resolución y con diferente planteo al del caso anterior.

$$\begin{array}{r} 70 \text{ g de alcanfor} \text{ ————— } 3 \text{ g de soluto} \\ 1000 \text{ g de alcanfor} \text{ ————— } x=42,86 \text{ g de soluto} \end{array}$$

Entonces resulta:

$$\begin{array}{r} 13,7 \text{ }^\circ\text{C} \text{ ————— } 42,86 \text{ g} \\ 40,0 \text{ }^\circ\text{C} \text{ ————— } x=125,14 \text{ g (que corresponden al mol)} \end{array}$$

El peso molecular del soluto es 125,14

En este caso se pone en evidencia la necesidad de dar respuesta al problema y no meramente recuadrar los resultados (luego del resultado se necesita hacer una interpretación de acuerdo a lo pedido)

7. EQUILIBRIO

Problema 1. Se pide disociación iónica, aunque hay que tener en cuenta que los electrolitos primarios se disocian, pero los secundarios reaccionan con el solvente formando iones. Las sustancias están escritas con palabras para la ejercitación continua del formuleo.

Problema 3. Se supone disociación total en todos los casos. Conviene hacer las ecuaciones correspondientes. El cálculo es inmediato, pero sirve para repasar en b) relación entre formalidad y normalidad.

Para el cálculo, resulta igual molaridad que formalidad, pero se acostumbra usar esta última expresión para los electrolitos primarios (sales y bases)

Problema 4. Conviene este ejemplo con el Fluorhídrico donde se muestra que su constante es pequeña, y por lo tanto es un ácido débil.

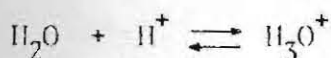
Problema 5. En lo posible que no se usen los ejemplos anteriores.

Problema 7. Se trata más que nada de dar algunas de sus propiedades (gusto agrio, ataque a ciertos metales) y fundamentalmente el comportamiento

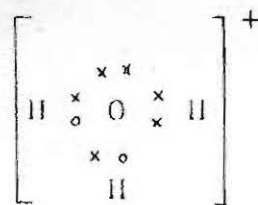
frente a los indicadores.

Problemas 8, 9 y 10. Mostrar más que nada que la Teoría de Bronsted no invalida a la de Arrhenius, sino que la complementa, dadas las limitaciones de ésta última.

Problema 11.



La notación de Lewis nos da la siguiente estructura. El protón se coordina y comparte un par de electrones del oxígeno; queda formado el catión correspondiente; se puede considerar que el ion oxonio está formado por un O^2 y 3H^+



Problema 13. En este caso se calcula primero el pII y luego con

$$\begin{array}{ll} \text{pII} + \text{pHO} = 14 & \text{se obtiene el pHO correspondiente} \\ \text{pHO} = & \text{pHO} \end{array}$$

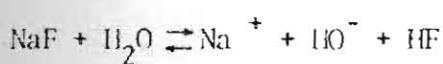
en a) el resultado es 0 (hay que tener en cuenta que la escala de pII se extiende por debajo de 0 y por arriba de 14)

Problema 14. Es conveniente plantear el problema inverso con números sencillos.

Problema 15. Hay que enfatizar en este tipo de problemas para que el alumno no suponga que una sal siempre da una solución neutra o de pII 7, y aún los nombres antiguos (ejemplo d) pueden llevar a confusión.

Problema 16. Las sales provenientes de ácido y base fuerte prácticamente no se hidrolizan, aunque rigurosamente, es revelable para iones de carga distinta: p. ej. CaCl_2 da reacción ácida en solución acuosa.

Problema 17. No olvidar que los electrolitos débiles se disocian poco y por lo tanto no deben estar escritos en forma ionizada



(REACCION BASICA, por hidrólisis según Arrhenius; por fuerza de la base F^- según Bronsted)

PROYECTO MULTINACIONAL PARA EL MEJORAMIENTO
DE LA ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS O.E.A.

Guia del Profesor

**Problemas de Química general e
inorgánica**

- serie 4 -

Dr. Ariel Guerrero

Dr. Roberto Bonelli

Prof. Susana V. de Piccardo

BUENOS AIRES

Octubre 1977

AGOSTO 1978

Reimpresión: 300 ejemplares

SERIE 7

(Omitido en el cuadernillo de la Serie 3)

- Problema 1: no se da una reacción en particular porque con la definición de equilibrio se trata de generalizar y no referirse a una reacción en particular.

- Problema 3: Esta pregunta es conveniente, porque muchas veces el alumno cree que es sólo de equilibrio aquella en la que K es igual a uno.

Se pueden dar ejemplos con valores numéricos de K , que ilustren los tres casos.

- Problema 4 y 5: Con los resultados de ambos se evidencia que en una reacción de equilibrio es igual partir de los reactantes que de los productos (siempre que se trabaje usando las proporciones estequiométricas en ambas y se realicen en iguales condiciones de temperatura, presión, y volumen de recipiente usado). En el estado de equilibrio las concentraciones de cada especie química es igual en ambos problemas.

En este caso, como los volúmenes gaseosos de ambos miembros son iguales, se omite considerar el volumen, pero hay que recalcar que la dada es una expresión simplificada, ya que las concentraciones se dan en moles/litro.

- Problema 4 y 6: Numericamente se muestra cómo influye el aumento de concentración de uno de los reactantes en las concentraciones de las distintas especies químicas presentes en el equilibrio. Con el aumento de la concentración del iodo aumenta sensiblemente la concentración de yoduro de hidrógeno (principio (efecto) de Le Chatelier).

- Problema 7: Siempre es bueno recurrir a estos problemas generales, cuando no se poseen valores reales de constantes de equilibrio.

- Problema 8: No es fácil para el alumno estar familiarizado con constantes cuyas unidades son "variables". Mostrar, que dada las características de la reacción del problema 4, la constante resulta sólo un número.

En el ejemplo $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$ las unidades de K son litro/mol.

- Problema 9: Tener en cuenta en estos casos que las variaciones de presión sólo tienen efecto sobre los gases. Los cambios entálpicos se dan para poder establecer la influencia de la temperatura.

El aumento de la concentración de un compuesto tiene por efecto siempre el aumento de la concentración de los compuestos que están en el otro miembro de la ecuación (desplazamiento a la derecha o izquierda).

SERIE 8. CINETICA QUIMICA

- Problemas 1 y 2: Son preguntas de tipo conceptual, recalcar el hecho que la molecularidad de la reacción está dada por la suma de los coeficientes estequiométricos, pero que el orden de la reacción, aunque a veces coincide con la molecularidad, hay que determinarlo experimentalmente.

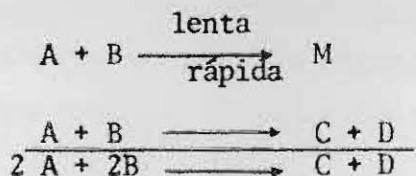
- Problema 3: En este capítulo también conviene exponer problemas generales para su interpretación. En éste es fácil observar en el cuadro de valores que cuando la concentración de B se duplica y triplica, el tiempo de aparición de color se reduce a la mitad y al tercio: en consecuencia se trata de una reacción de primer orden con respecto de B.

Cuando las concentraciones de A se duplican o triplican, la ley no es tan sencilla, porque en el primer caso la aparición de color se registra a $\frac{1}{4}$ del tiempo usado cuando las concentraciones son unitarias y en el segundo caso a $\frac{1}{9}$: se trata de una reacción de segundo orden respecto de A. Como lo indica la definición, la rapidez específica (cuando las concentraciones son iguales a 1) es 12 seg.

- Problema 4: Es de aplicación de los resultados del problema 7, pero en éste se puede observar que dados los órdenes diferentes respecto de A y de B, los resultados obtenidos en los dos planteos son muy diferentes.
- Problema 5: Es pregunta conceptual, pero se puede dar como ejemplo la del Mn^{2+} en la reacción del permanganato con ácido oxálico (en medio ácido) para dar dióxido de carbono, agua y Mn^{2+} , reacción que en el próximo capítulo se podrá balancear por el método del ion-electrón.

- Problema 6: Es interesante mostrar en un primer curso de Química algo de caminos (mecanismos) de reacción, haciendo hincapié en el hecho que la etapa que regula toda la cinética de la reacción es la más lenta. Además puede mostrarse que para una misma reacción, pueden darse teóricamente uno o más caminos de reacción.

En nuestro caso uno de ellos puede ser:

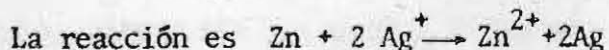


SERIE 9. REDOX

- Problema 1 y 2 : Son similares. Para todos los problemas del capítulo se debe recurrir a los valores de tablas

El potencial normal de oxidación del zinc es 0,76 y el de la plata es - 0,80.

La diferencia entre estos valores $0,76 - (-0,80) = 1,56$ es el potencial de la pila. Como el potencial normal de la hemipila de zinc es más alto, el zinc actúa como reductor (polo negativo)



- Problema 3: Es de aplicación de ecuación de Nernst. El potencial normal es 1,10 para la clásica pila de zinc y cobre. Las concentraciones de zinc y cobre metálico se considera igual a 1; por lo tanto la expresión queda:

$$E = E_0 - \frac{0,06}{2} \log \frac{10^{-1}}{10^{-5}}$$

$$E = 1,10 - \log 10^4 = 0,98$$

Como la concentración del Zn^{2+} es mucho mayor que la del Cu^{2+} (segundo y primer miembro de la ecuación redox respectivamente) el potencial de la pila baja.

- Problema 4: Es similar al anterior pero como las concentraciones están invertidas con respecto a la del problema 3, en este caso el potencial aumenta.

- Problema 5: En este caso las respuestas pueden ser varias, remitirse a la tabla de potenciales, recordando que la suma de los potenciales de las hemipilas correspondientes debe dar valor positivo, para la reacción indicada (criterio de espontaneidad).
- Problema 6: Es el problema clásico con los ejemplos también habituales, pero justificando con los valores de potenciales de oxidación. La actividad mayor del magnesio puede mostrarse, comparándolos en una experiencia de catedral con el hierro y el zinc.
- Problema 7: Utilizar la tabla de potenciales de oxidación.
- Problema 8: Mostrar las ventajas de este método sobre el algebraico. Algunos de estos ejemplos ya se hicieron con el otro método.
- Problema 9: Aquí se pone aún más en evidencia la ventaja del método, aunque se hace necesario conocer cómo se disocian en iones las sustancias dadas, se puede omitir uno o varios términos y lo mismo se llega a un resultado satisfactorio.

Ejemplo c) (medio acuoso)

