

242856

114-30

MINISTERIO DE CULTURA Y EDUCACION
DE LA NACION

DIRECCION NACIONAL DE INVESTIGACION,
EXPERIMENTACION Y PERFECCIONAMIENTO EDUCATIVO

1

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

Trabajos de Laboratorio
y
Ejercicios de Química general
e inorganica

- serie 3 -

COMUNICADO POR CIRCULAR
Nº 50-77

Dr. Ariel Guerrero

Dr. Roberto Bonelli

Prof. Susana V. de Piccardo

BUENOS AIRES

Julio 1977

INV 011430

SIG

F011
372.85

LIB

1

PROBLEMAS SERIE 3

6. ESTADOS DE AGREGACION. SOLUCIONES.

6. 1. Defina los siguientes términos y de un ejemplo de cada uno:

- | | |
|-----------------------------|-----------------------------|
| a) solución | b) solución saturada |
| c) solución sobresaturada | d) curva de solubilidad |
| e) equilibrio líquido-vapor | f) molaridad |
| g) normalidad | h) molalidad |
| i) formalidad | j) fracción molar de soluto |

6. 2. ¿Qué son las propiedades coligativas? Dé dos ejemplos.

6. 3. ¿qué molaridad y qué normalidad tienen las siguientes soluciones:

- 49 g de ácido sulfúrico disueltos en 1 litro de solución.
- 4 g de hidróxido de sodio disuelto en 1/2 litro de solución
- 3,65 g de ácido clorhídrico en 250 cm³

6. 4. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico se requieren para preparar:

- 10 litros de solución 0,2 N
- 1/2 litro de solución 0,5 N
- 250 ml de solución 4 M

(suponer que los volúmenes son aditivos)

6. 5. Una solución de ácido sulfúrico contiene 25 g de soluto en 100 g de solución y su densidad es 1,18 g/cm³. Calcular:

- la molaridad de la solución
- la masa de ácido contenida en 1 litro de solución
- la molaridad de la solución
- la normalidad
- el volumen necesario de ese ácido para neutralizar 200 ml de hidróxido de calcio 0,02 molar.

6. 6. Se disuelven 40 g de ácido clorhídrico en 60 g de agua y se obtiene una solución de densidad 1,2 g/cm³. Hallar la concentración de la solución expresada en:

- a) por ciento en peso
- b) gramos por litro de solución
- c) molaridad
- d) normalidad
- e) molalidad

6. 7. ¿En qué casos la molalidad de una solución es sensiblemente diferente a la molaridad?
6. 8. ¿Qué volumen de un ácido clorhídrico 12 M se necesitan para obtener 5 litros de solución 2 N ?
6. 9. Se disuelven 5,5 g de cloruro de calcio anhidro en agua hasta obtener 100 ml de solución. ¿Cuál es la formalidad de esa solución?
6. 10. ¿Cuál es la molaridad del agua?
6. 11. Enunciar la ley de Raoult y dar la expresión matemática correspondiente.
6. 12. Explicar gráficamente cuáles son las consecuencias de la disminución de la presión del vapor de las soluciones respecto al solvente puro.
6. 13. La presión de vapor de agua a 20 °C es 17,5 torr ¿Cuál será la presión de vapor, a esa temperatura de una solución que contenga 1,8 g de glucosa por cada litro de agua? ¿Y si contiene 180 g ?
6. 14. Calcular el peso molecular de una sustancia, sabiendo que 3,0 g de la misma disueltos en 70,0 g de alcanfor producen un descenso crioscópico de 13,7 °C. El punto de fusión del alcanfor puro es 178,4°C y la constante crioscópica 40,0 °C/mol.
6. 15. ¿Cuál será el descenso crioscópico observado al disolver 4 g de una sustancia cuyo peso molecular es 256, en 40 g de naftaleno, cuya constante crioscópica es 6,9 °C/mol?

6. 16. El peso molecular de una sustancia es 58 ¿Cuál es el punto de ebullición de una solución que contiene 12 g de soluto en 300 g de agua?. La constante ebullioscópica del agua es $0,52^{\circ}\text{C/mol}$. Considerar el punto de ebullición del agua a presión normal.

7. EQUILIBRIO

7. 1. Describir las ecuaciones correspondientes a la disociación iónica de las siguientes sustancias (en agua)

- | | |
|----------------------|-----------------------|
| a) ácido clorhídrico | b) carbonato de sodio |
| c) sulfato cúprico | d) nitrato de calcio |

7. 2. Explicar que significa cada uno de los siguientes términos:

- | | |
|--------------------------------|---------------------------------|
| a) electrolito | b) electrolito fuerte (ejemplo) |
| c) electrolito débil (ejemplo) | d) constante de disociación |

7. 3. ¿Cuál es la concentración de iones sodio y de los aniones correspondientes de las siguientes soluciones:

- | | |
|---|------|
| a) nitrito de sodio (dioxo nitrato de sodio) | 0,1F |
| b) sulfato de sodio (tetraoxasulfato de sodio) | 0,3N |
| c) ortofosfato trisódico (tetraoxofosfato de sodio) | 0,4F |

7. 4. Ordenar de acuerdo a acidez decreciente

- | | |
|-----------------------|-------------------------|
| a) ácido cianhídrico | $K = 4,5 \cdot 10^{-4}$ |
| b) ácido fluorhídrico | $K = 6,7 \cdot 10^{-4}$ |
| c) ácido acético | $K = 1,8 \cdot 10^{-5}$ |
| d) ácido sulfúrico | $K \gg 1$ |

7. 5. Dar tres ejemplos de:

- | | |
|-----------------|----------------|
| a) ácido fuerte | b) ácido débil |
| c) base fuerte | d) base débil |

Escribir las ecuaciones correspondientes

7. 6. Escribir la ecuación de disociación iónica del agua y explicar cómo se establece el valor de la constante y del producto del agua.
7. 7. ¿Qué es un ácido y qué es una base según las teorías antiguas?
7. 8. ¿Qué son los ácidos y las bases según la teoría de Arrhenius? Un ejemplo para cada caso. ¿Qué limitaciones tiene esta teoría?
7. 9. ¿Qué son ácidos y bases según la teoría de Bronsted? Un ejemplo de cada caso.
7. 10. ¿Qué son los pares ácido-base conjugados? Ejemplo
7. 11. Explicar, con una ecuación la formación del ion oxonio. Dar su estructura con notación de Lewis, explicando porque se llega a ella.
7. 12. Suponiendo que la disociación es total, calcular el pH de las siguientes soluciones:
- a) ácido clorhídrico 0,1 M
 - b) ácido sulfúrico 0,1 N
 - c) ácido nítrico de una solución que contiene 3,15 g/litros de solución
7. 13. Calcular el pH y el pK de las soluciones cuyas concentraciones profónicas en moles por litro son las siguientes:
- a) 1 b) 10^{-5} c) 0,0032 d) $4 \cdot 10^{-3}$
7. 14. Calcular la normalidad de una solución de:
- a) hidróxido de sodio de pH=12
 - b) ácido nítrico de pH=3
7. 15. Establecer el carácter (ácido, básico o neutro) de las siguientes soluciones:

- | | |
|-----------------------|--|
| a) carbonato de sodio | b) sulfato de cobre (de cobre (II)) |
| c) cloruro de sodio | d) carbonato monohidrógeno de potasio (bicarbonato de K) |
| e) cianuro de amonio | f) fluoruro de sodio |

Justificar la respuesta.

7. 16. ¿A qué se llama hidrólisis y cuáles son las sales que pueden hi drolizarse? Dar dos ejemplos.
7. 17. Escribir las ecuaciones iónicas correspondientes a la hidrólisis de las siguientes sustancias:

- | | |
|----------------------|-----------------------|
| a) sulfato de amonio | b) sulfato de potasio |
| c) fluoruro de sodio | d) carbonato de sodio |

Interpretarlas según Arrhenius y según Bronsted.

TRABAJOS PRACTICOS. SERIE 3

Trabajo Experimental N° 7

CRIOSCOPIA PESO MOLECULAR DEL AZUFRE

En esta experiencia se determina el peso molecular del azufre disuelto en naftaleno, mediante la observación del descenso crioscópico que se produce en la temperatura de solidificación del naftaleno.

Se arma el aparato que consiste en un tubo de vidrio de 25 por 200 mm con un tapón (abierto en forma de herradura) que sostiene un termómetro con la escala entre los 70 y 85 °C a la vista. Por la abertura se coloca un agitador, preferentemente de vidrio.

Determinación de la temperatura de solidificación del solvente puro

Se coloca dentro del tubo 20 g de naftaleno, se sujeta con una agarradera a un soporte y se calienta en baño de agua hasta fusión del naftaleno.

Se retira el mechero, se agita continuamente y se registra la temperatura en que se produce la solidificación.

Se mantiene luego el tubo en el baño de agua, se calienta para fundir nuevamente y se agrega 2 g de azufre, se agita de manera de disolverlo totalmente en el naftaleno y se procede como antes, de manera de determinar la temperatura de solidificación.

Si el azufre no se disolviera totalmente, sacar el tapón y calentar directamente hasta obtener una solución límpida.

Construir en el mismo gráfico las curvas de enfriamiento del solvente puro y de la solución.

Para limpiar el tubo de ensayos después de la experiencia, calentar el naftaleno hasta su fusión y verterlo en un trozo de papel arrugado

NO ARROJAR EL NAFTALENO LIQUIDO EN LA PILETA

TABLA DE VALORES

	Ensayo 1	Ensayo 2
Descenso crioscópico molar (°C/mol)	6,9	6,9

	Ensayo 1	Ensayo 2
Punto de solidificación del naf taleno puro ($^{\circ}\text{C}$)		
Punto de solidificación de la solución ($^{\circ}\text{C}$)		
Descenso crioscópico observado ($^{\circ}\text{C}$)		
Gramos de azufre en 1000 g de naf taleno		
Mol de azufre (g)		
Peso atómico de azufre	32	32
Fórmula del azufre		

Interpretación de los resultados

Discutir los resultados obtenidos

Indicar los errores experimentales posibles

Investigar:

- pesos moleculares de porciones de azufre que han sido calentadas y mantenidas en estado líquido: 1 min., 5 min.
- curva de enfriamiento en función de variaciones continuadas (fracciones moleculares): 10 min., 20 min.

PESO MOLECULAR DE LA SACAROSA

En un vaso de precipitados de 150 ml se colocan 50 ml de agua y 34,2 g de sacarosa (azúcar común), agitando hasta obtener homogeneidad.

Disponer en otro vaso, de 500 ml, hielo finamente molido, con el agregado de sal, y envolverlo con un repasador.

Colocar el vaso pequeño, con la solución, dentro del vaso grande, agitar suavemente la solución con el termómetro y cuando la temperatura esté cerca de los cero grado, agitar continuamente, registrando la temperatura cada 30 segundos.

Continuar enfriando hasta encontrar el punto de solidificación de la solución (formación de hielo en el interior del vaso pequeño).

Repetir la experiencia y determinar en igual forma el punto de congelación del agua pura.

Construir en el mismo gráfico las curvas de enfriamiento del solvente puro y de la solución.

TABLA DE VALORES

	Ensayo 1	Ensayo 2
Descenso crioscópico molar ($^{\circ}\text{C}/\text{mol}$)	1,80	1,80
Punto de solidificación agua pura ($^{\circ}\text{C}$)		
Punto de solidificación de la solución		
Descenso crioscópico observado ($^{\circ}\text{C}$)		
Gramos de sacarosa en 1000 g de agua		
Mol de sacarosa		

Interpretación de los resultados

Discutir los resultados obtenidos

Indicar los errores experimentales posibles

Trabajo Experimental N° 8

EQUILIBRIO QUIMICO, EQUILIBRIO DE ELECTROLITOS. pH

Para la mejor interpretación de estas experiencias es conveniente concebir al equilibrio químico como un proceso dinámico desde el punto de vista atómico molecular "microscopio" resultante de dos reacciones compuestas en uno y otro sentido, lo cual lleva a una situación es tática desde el punto de vista macroscópico.

Preparación de una solución de concentración de ion hidrógeno oxonio conocida, por dilución, y medición de los pH respectivos.

En una gradilla colocar cinco tubos de ensayos pequeños y numerados.

En el primer tubo colocar, con pipeta 5 ml de HCl 1 M, en el 2° tubo colocar 0,5 ml de la solución anterior y agregarle 4,5 ml de agua destilada, homogeneizar y llevar 0,5 ml de esta solución al 3° tubo, al cual se le agregarán 4,5 ml de agua destilada. Seguir con procedimiento similar para los tubos restantes.

Colocar luego una varilla limpia y seca en cada una de las soluciones y tocar un papel de pH. Observar la coloración, comparar los datos, calcular las concentraciones y constatar si coinciden con los valores de las soluciones preparadas.

Construya un cuadro con los datos anteriores.

¿Qué ocurrirá al medir el pH de una solución de HCl 0,00000001 M?

Razone, formule su hipótesis, diseñe el experimento para ensayarlo, luego mida y discuta el resultado.

Medición de pH de soluciones de concentración desconocida

Colocar en tres tubos de ensayos limpios 2 ml de soluciones de concentraciones desconocidas en ion hidrógeno oxonio, proceder como en el caso anterior y registrar datos preferentemente en un cuadro.

Determinación de la constante de acidez

Colocar en un tubo de ensayos 5 ml de una solución de ácido acético 0,1 M y medir el pH como en los casos anteriores.

Emplear la constante de acidez:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

y suponiendo que la concentración de iones acetato es igual a la del ion hidrógeno (oxonio) y que la concentración del acético no disociado es 0,1 M, calcular el valor de constante de acidez.

Efecto del ion común (Principio de Le Chatelier)

Agregar el tubo que contiene el ácido acético (de la experiencia anterior) 0,04 g de acetato de sodio y medir el pH de la solución.

Interpretar sobre la ecuación y la constante, por qué el agregado del ion acetato afecta al pH de la solución.

Con el dato del peso molecular del acetato de sodio, calcular la concentración de la solución preparada (molaridad). Con este valor y el pH calcular el valor de K_a y compararlo con el de la experiencia anterior.

Comparación entre ácidos fuertes y débiles

Colocar en dos recipientes en lo posible cristalizadores grandes de igual capacidad, iguales volúmenes de agua (por ej. un litro). Agregar a cada uno, igual número de gotas de algún indicador ácido-base, hasta que se perciba color. Luego con pipeta gotero agregar a uno de ellos solución concentrada de ácido clorhídrico, y con una pipeta igual agregar al otro, ácido acético concentrado. Comparar el número de gotas necesarias en cada caso y discutir la interpretación de los resultados.

Equilibrio cromato-dicromato

Colocar en un tubo de ensayos 5 ml de solución 0,1 M de cromato de

potasio y en otro 5 ml de solución 0,1 M de dicromato de potasio que servirán de soluciones testigos.

Colocar en cada uno de cinco tubos de ensayos pequeños 1 ml de solución 0,1 M de cromato de potasio, agregar en el primero 0,5 ml de ácido nítrico 0,1 M; en el 2° 1 ml del mismo ácido; 1,5 ml al 3°; 2,0 ml al 4° y 2,5 ml al 5° tubo. Completar todos con agua hasta 5 ml. Comparar e interpretar.

A cada uno de los tubos anteriores y a un sexto con 5 ml de dicromato de potasio 0,1 M agregar gota a gota solución de hidróxido de sodio, hasta que se observe un cambio. Medir los volúmenes y discutir los resultados. Expresar mediante ecuaciones:

