

QUÍMICA I

PRÁCTICAS DE LABORATORIO

AÑO 2022

Práctica N°1

Solubilidad

Objetivos

Se espera que el estudiante sea capaz de:

- Familiarizarse con los conceptos de solubilidad y solución saturada.
- Representar gráficamente una curva de solubilidad.
- Determinar la masa de una muestra desconocida a partir de su curva de solubilidad.

Conceptos Teóricos

Una **solución** es un sistema homogéneo constituido por dos o más componentes. Al componente que se encuentra en mayor cantidad se lo denomina solvente, al que está en menor cantidad se lo denomina soluto.

La concentración de una solución expresa la relación entre la cantidad de soluto y solvente en la misma. Hay varias maneras de expresar la concentración de una solución, las más comunes son:

- % m/m
- % m/V
- Molaridad
- Molalidad
- % m/m_{sv}
- Fracción molar

Se denomina **solución saturada** a aquella que está en equilibrio dinámico con soluto sin disolver, es decir, la velocidad de pasaje de soluto a solución es igual a la velocidad de pasaje de soluto de la solución a soluto sin disolver. La cantidad de soluto necesario para saturar una solución depende de la presión y la temperatura. El caso más común es cuando las soluciones son de sólido en líquido o líquido en líquido, en estos casos la cantidad de soluto necesaria para saturar una solución depende prácticamente sólo de la temperatura, por lo tanto, cuando se dice que una solución está saturada, es suficiente con especificar la misma. La presión es importante cuando intervienen gases.

Tomando en cuenta sólo las soluciones más comunes, se puede definir **solubilidad** como la concentración de la solución saturada a una dada temperatura.

Existen para las distintas sustancias, tablas que dan la variación de la solubilidad con la temperatura, en estos casos está dada en gramos de soluto por 100 cm³ de solvente (sv). Si el solvente es agua, se puede considerar gramos de soluto por 100 g de solvente (densidad = 1 g/cm³).

Se denomina **solución insaturada** a aquella cuya concentración a una dada temperatura es menor que la solubilidad, es decir, menor que la de la solución saturada.

Se denomina **solución sobresaturada** a aquella cuya concentración a una dada temperatura es mayor que la solubilidad, es decir, mayor que la de la solución saturada. Esta solución está en un equilibrio inestable y una perturbación exterior sobre la misma (agitación violenta, agregado de un pequeño cristal de soluto, formación de un germen de

vidrio, etc.) convierte la solución sobresaturada en saturada, precipitando el exceso de soluto disuelto.

Cuando se disuelve un soluto en un solvente, en general se produce una absorción o liberación de calor, esto se manifiesta en una variación significativa de la temperatura. Esto es lo que se llama comúnmente **calor de disolución**. La temperatura de la solución aumenta si se libera calor durante el proceso, es decir la disolución es **exotérmica**, en este caso el calor de disolución, por convención, se toma **negativo**.

En el caso que el sistema absorba calor durante el proceso, es decir la disolución es **endotérmica**, el calor de disolución, por convención, se toma **positivo**.

Las sustancias con calor de disolución positivo aumentan su solubilidad al aumentar la temperatura. Por otro lado, aquellas que tienen calor de disolución negativo disminuyen su solubilidad al aumentar la temperatura.

Para las soluciones acuosas, el caso más frecuente es que los solutos tengan calor de disolución positivo (disolución endotérmica).

Parte Práctica

Material necesario

- Sustancia A
- Sustancia B
- KClO_3
- Tubos de ensayo 20 x 200
- Termómetro
- Vaso de precipitados de 500 mL
- Trípode
- Tela metálica
- Mechero
- Pinza de madera o de metal

1. Calor de disolución

Colocar en tubos de ensayo, 5 cm³ de agua destilada, poner dentro del mismo un termómetro, agitar y medir la temperatura después de transcurridos 5 minutos. Agregar aproximadamente 1 g de la sustancia A, agitar y medir nuevamente la temperatura, teniendo la precaución de tomar el tubo por su parte superior. Registrar ambas temperaturas.

Repetir lo anterior, pero ahora con la sustancia B.

Nota: el termómetro no debe retirarse de la solución para efectuar la lectura.

2. Determinación de la masa de soluto

Cada alumno recibirá en un tubo de ensayos, una masa desconocida de KClO_3 . Agregar al tubo 10 cm³ de agua destilada medidos con pipeta, colocar un termómetro y poner a baño María, agitando suavemente hasta disolución total. Retirar el tubo del baño caliente y agitar en forma suave y continua hasta que aparezcan los primeros cristales de KClO_3 . Registrar en ese momento la temperatura.

Agregar luego, en forma sucesiva, dos porciones de agua de 5 cm³, repitiendo el procedimiento anterior después de cada agregado.

Al finalizar, tirar el contenido del tubo en el bidón correspondiente que se encuentra en el laboratorio, no en la pileta.

Buscar en una tabla la solubilidad del KClO₃ a distintas temperaturas y representarla en papel milimetrado.

Solubilidad (g st / 100 g sv)										
Temperatura (°C)										

Del gráfico, para cada temperatura medida anteriormente, se puede calcular la solubilidad C_i (concentración de la solución saturada).

La masa de KClO₃ inicial se mantiene constante pues sólo se ha agregado agua.

Llamando m_{st} a dicha masa, m_{sv} a la masa de agua, y tomando la densidad del agua como 1 g/cm³:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ g de agua} \quad \text{---} \quad C_i \text{ g de KClO}_3 \\ m_{svi} \text{ de agua} \quad \text{---} \quad m_{st} = C_i \cdot m_{svi} / 100 \end{array}$$

Teóricamente, los tres valores de m_{st} deben ser iguales. Debido a los errores experimentales, esto en general no sucede, para determinar el valor de m_{st} se hace el promedio entre los valores que no difieran entre sí en más de un 10 %.

Preguntas

1. ¿Qué se entiende por solución?
2. Definir solución saturada, sobresaturada e insaturada.
3. En el gráfico de solubilidad en función de la temperatura correspondiente a la práctica, marcar para una temperatura dada:
 - a. Un punto correspondiente a una solución saturada.
 - b. Un punto correspondiente a una solución sobresaturada.
 - c. Un punto correspondiente a una solución insaturada.
4. ¿Qué se entiende por solución concentrada y por solución diluida?
5. Reflexione si una solución saturada puede ser diluida o concentrada.
6. En la experiencia realizada, ¿cuáles son las fuentes de error principales?
7. ¿Cuál es la manera de expresar la solubilidad de un soluto en un solvente? ¿En qué unidades?
8. Se desea conocer la concentración de una solución que contiene 30 g de KCl y 150 g de H₂O, expresada en:
 - a. gramos de soluto / kilogramo de solvente.
 - b. gramos de soluto / 100 g de solución (% m/m).
 - c. gramos de soluto / 100 cm³ de solución (δ de la solución: 1,13 g/cm³).
9. ¿Cómo reconocería fácilmente una solución saturada a una dada temperatura?
10. ¿De qué manera varía generalmente la solubilidad de las sales al aumentar la temperatura?
11. Se tiene una sal cuya solubilidad a 0°C es 3,8 g / 100 g de agua y a 30°C es 12,5 g / 100 g de agua. Si se tienen 350 cm³ de solución a 30°C, ¿qué masa de soluto se separa al enfriar a 0°C? (δ de la solución a 30°C: 1,3 g/cm³)
12. Escribir las siguientes fórmulas:

a. clorato de potasio	f. nitrato plumboso
b. tiocianato férrico	g. sulfato cúprico
c. yoduro de potasio	h. tiocianato de potasio
d. acetato de sodio	i. sulfito de sodio
e. cloruro de amonio	

Informe N°1
Solubilidad

Nombre y legajo:	Comisión:	Fecha:
-------------------------	------------------	---------------

1. Calor de disolución

Sustancia A:

Temperatura inicial

La disolución es

Temperatura final

Sustancia B:

Temperatura inicial

La disolución es

Temperatura final

2. Determinación de la masa de soluto

m_{sv} (g)	Temperatura (°C)	Solubilidad C_i (g / 100 g sv) (gráfico)	m_{st} (g)	m_{st} promedio (g)
10				
15				
20				

Práctica N°2

Propiedades Coligativas de las Soluciones

Objetivos

Se espera que el estudiante sea capaz de:

- Se espera que estudiante sea capaz de conocer y comprender las propiedades coligativas de las soluciones y sus posibles aplicaciones.
- Determinar masas moleculares a partir del descenso del punto de congelamiento de una solución respecto del solvente puro.

Conceptos Teóricos

El agregado de un soluto no volátil a un solvente hace descender el punto de congelamiento (**descenso crioscópico**) o ascender el punto de ebullición (**ascenso ebulloscópico**) del mismo. En este caso vamos a basarnos en el descenso crioscópico. Llamando T_{sv} a la temperatura de congelamiento del solvente puro y T_{sc} a la temperatura de congelamiento de la solución, se define como descenso crioscópico, ΔT_c , a:

$$\Delta T_c = T_{sv} - T_{sc}$$

El signo de ΔT_c es siempre positivo.

Si la solución es diluida (comportamiento cercano al ideal) se puede escribir:

$$\Delta T_c = K_c \cdot m \quad (1)$$

Donde m es la molalidad de la solución y K_c es la **constante crioscópica molal** ($^{\circ}\text{C}/m$). K_c representa el descenso crioscópico cuando la molalidad es igual a 1. Como esta solución no sería lo suficientemente diluida, la ecuación (1) no es válida. K_c debe ser definida como el descenso crioscópico para una solución 1 m supuesto un comportamiento ideal.

Los valores de K_c se encuentran tabulados. Cuanto mayor sea el valor de K_c , mayor será el valor de ΔT_c para una dada molalidad y, por lo tanto, menor el error relativo en su medición. Siempre conviene utilizar un solvente que tenga K_c lo más grande posible.

Solvente	Punto de fusión ($^{\circ}\text{C}$)	K_c ($^{\circ}\text{C} / m$)
Agua	0	1,86
Benceno	5,48	5,12
Ácido acético	16,6	3,90
Nitrobenceno	5,7	7,00
Fenol	43	7,4
Naftaleno	80,2	6,9

En esta experiencia se determina la masa molecular de una sustancia desconocida luego de haber determinado la constante molal del solvente utilizado. De la ecuación (1):

$$m = \frac{\Delta T_c}{K_c} = \frac{m_{st} \cdot 1000}{m_{sv} \cdot M_{st}}$$

Conociendo la masa de soluto (m_{st}) y de solvente (m_{sv}) y determinando experimentalmente ΔT_c se puede determinar la masa molar del soluto (M_{st}).

$$M_{st} = \frac{m_{st} \cdot 1000 \cdot K_c}{m_{sv} \cdot \Delta T_c}$$

Análogamente, conociendo de qué soluto se trata y por ende su masa molar, se puede determinar la K_c .

Parte Práctica

Material necesario

- Ciclohexano
- p-diclorobenceno
- Solute desconocido
- Termómetro digital con una resolución de 0,1°C
- Tubo de vidrio 20 x 100 mm
- Tubo de vidrio 25 x 100 mm
- Vaso de precipitados de 150 mL
- Hielo

Precauciones de seguridad: el ciclohexano es inflamable. No se deben tener llamas o mecheros funcionando mientras dura la práctica. Mantener las botellas de ciclohexano tapadas lo máximo posible o usar campana para minimizar los vapores y olores.

Disposición de residuos: las soluciones de ciclohexano se deben disponer en botellas adecuadas para ello. Estas botellas deben estar en la campana de laboratorio.

1. Punto de congelación del ciclohexano

Pesar el tubo de ensayos vacío y añadir 10 mL de ciclohexano (C_6H_{12}) aproximadamente y pesar de nuevo el tubo.

Colocar el tubo de ensayos (conteniendo el ciclohexano) en un baño de agua y hielo en un vaso de precipitados de 150 mL. La base del tubo debe estar a 2 cm del fondo del vaso de precipitados. Agitar el ciclohexano enérgica y continuamente con la vaina del termómetro. Cuando los cristales de ciclohexano sólido se empiezan a formar y la temperatura es constante, tome la lectura del termómetro al 0,1°C y regístrela. Puede que necesite secar la condensación de las paredes del vaso de precipitados para poder ver claramente la formación de cristales.

2. Constante crioscópica molal del ciclohexano.

Pesar en un vidrio de reloj entre 0,2 y 0,25 g de p-diclorobenceno y agregarlo al tubo que contiene el ciclohexano (en ningún momento retire la vaina del termómetro del tubo que contiene el ciclohexano) y agitar hasta disolución total.

Llene el vaso de precipitados de 150 mL con hielo, añada NaCl sólido y rellene con agua dejando suficiente lugar para el tubo de ensayos. Mezcle la mezcla de hielo, sal y agua hasta que se disuelva lo más posible la sal. Entonces baje el tubo dentro del baño de agua y sal y asegúrelo en su lugar. Ahora agite enérgicamente como antes y observe con la mayor precisión posible la temperatura a la que una pequeña cantidad de solvente sólido está en equilibrio con la solución. Cuando termine las mediciones, redisuelva el sólido y vuelque la solución en la botella de desecho de ciclohexano ya provista. No la vuelque en las piletas.

Con estos datos calcular la constante crioscópica molal del ciclohexano, esto es el cambio en el punto de congelación causado por 1 mol de p-diclorobenceno por kilogramo de ciclohexano.

3. Masa molar de un sólido desconocido

Pesar el tubo de ensayos vacío y añadir 10 mL de ciclohexano (C_6H_{12}) aproximadamente y pesar de nuevo el tubo.

Obtenga de su docente una muestra de un material orgánico desconocido. Las mediciones del punto de congelación para la mezcla se hacen exactamente como en la parte 2. utilizando entre 0,2 y 0,25 g de la muestra desconocida. Con estos datos calcular la masa molar del sólido desconocido, usando el dato de la constante crioscópica para el ciclohexano determinada en la parte 2. Asegúrese de disponer las soluciones de ciclohexano en el recipiente adecuado cuando termine.

Preguntas

1. Enunciar la ley de Raoult.
2. Enunciar la ley de Henry.
3. ¿Cuándo una solución es ideal?
4. ¿Qué es una propiedad coligativa? Ejemplificar.
5. Representar en un gráfico las curvas de presión de vapor en función de la temperatura correspondiente a un solvente puro, el mismo solvente al estado sólido y una solución de un sólido no volátil en dicho solvente. Señalar el descenso crioscópico y el ascenso ebulloscópico.
6. ¿Mediante qué fórmula están vinculados el descenso crioscópico, ΔT_c , y la molalidad de una solución diluida que cumple la ley de Raoult? ¿De qué modo se vincula ΔT_c con la masa de soluto y la del solvente?
7. Definir las constantes crioscópicas y ebulloscópicas molales de solventes. Dar las unidades correspondientes.
8. Se pesan 0,1970 g de una sustancia y se disuelven en 100 g de agua. Se obtiene un ΔT_c de 0,048°C. Calcular la masa molar del soluto.
9. ¿Con qué método se comete menos error al determinar ΔT : con el ebulloscópico o con el crioscópico? ¿Por qué?
10. Si en la práctica de crioscopía se duplicaran las masas empleadas de ciclohexano y de p-diclorobenceno, ¿se alteraría el valor de K_c obtenido? ¿Por qué?
11. Si el valor de la constante K_c es alto, ¿aumenta la precisión del método? ¿Por qué?
12. ¿Tiene importancia para el descenso crioscópico la masa molecular del solvente? ¿Por qué?
13. ¿Tiene importancia para la determinación de masas molares por crioscopía la graduación del termómetro? ¿Por qué?
14. Dé un ejemplo de error por exceso que pueda cometerse al determinar la masa molar por crioscopía.

Informe N°2
Propiedades Coligativas de las Soluciones

Nombre y legajo:	Comisión:	Fecha:
-------------------------	------------------	---------------

Escribir la fórmula molecular y estructural de ciclohexano y p-diclorobenceno:

Masa de ciclohexano: $m_{sv} = \dots\dots\dots$

Masa de p-diclorobenceno: $m_{st} = \dots\dots\dots$

Temperatura de solidificación de ciclohexano: $T_{sv} = \dots\dots\dots$

Temperatura de solidificación de la solución: $T_{sc} = \dots\dots\dots$

Descenso crioscópico: $\Delta T_c = T_{sv} - T_{sc} = \dots\dots\dots$

Molalidad de la solución: $m = \dots\dots\dots$

$K_c = \dots\dots\dots$

Masa de ciclohexano: $m_{sv} = \dots\dots\dots$

Masa de sustancia desconocida: $m_{st} = \dots\dots\dots$

Temperatura de solidificación de la solución: $T_{sc} = \dots\dots\dots$

Descenso crioscópico: $\Delta T_c = T_{sv} - T_{sc} = \dots\dots\dots$

Masa molecular de sustancia desconocida: Masa molar st = $\dots\dots\dots$

Error absoluto: $E_a = \dots\dots\dots$

Error relativo %: $E_r = \dots\dots\dots$

Práctica N°3

Cinética Química

Objetivo

Se espera que el estudiante sea capaz de:

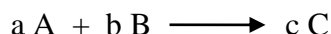
- Estudiar los factores que influyen sobre la velocidad de una reacción química. Los más importantes son:
 - a. Concentración de reactivos.
 - b. Temperatura.
 - c. Naturaleza de los reactivos.
 - d. Catalizadores.

Conceptos Teóricos

a. Concentración de reactivos

Para que las partículas reaccionen deben colisionar unas con otras. Cuando mayor es el número de partículas por unidad de volumen (concentración), mayor es la posibilidad que se produzcan colisiones.

Experimentalmente se encuentra que la velocidad de una reacción:



se puede expresar como:

$$v = k \cdot [A]^{\alpha} \cdot [B]^{\beta} \quad (1)$$

Donde k es la **constante específica de velocidades** y α y β son los **órdenes** de la reacción respecto de A y de B. El **orden total** de la reacción es la suma $\alpha + \beta$.

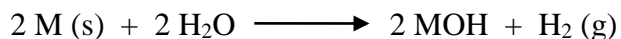
De la expresión (1) resulta claro que al aumentar la concentración de alguno de los reactivos aumenta la velocidad de la reacción, salvo que α o β sean cero.

b. Temperatura

Al producirse una reacción química se produce un reordenamiento de átomos, algunas uniones se rompen y otras se forman. Este proceso necesariamente debe estar acompañado por tensión en las uniones y distorsión en los ángulos de unión. Esto es lo que sucede cuando se le entrega calor a un sistema. Al aumentar la temperatura del sistema aumenta la energía cinética de las partículas, se mueven a mayor velocidad y las colisiones se producen en forma más violenta, favoreciendo las tensiones en las uniones y la deformación de los ángulos de enlace, que son características de las partículas reaccionantes. Es decir, el aumento de temperatura hace que las partículas tengan una mayor probabilidad de reaccionar. A mayor temperatura, la velocidad de reacción será mayor.

c. Naturaleza de los reactivos

Los metales del grupo 1 reaccionan todos con el agua de la misma manera:



pero la velocidad en que lo hacen es muy distinta. El Li reacciona lentamente y el Cs lo hace rápidamente.

El fósforo blanco y el fósforo rojo son dos formas alotrópicas del mismo elemento. El blanco en contacto con el aire se inflama en forma inmediata. El rojo puede ser guardado en recipientes abiertos durante una gran cantidad de tiempo.

Para reacciones heterogéneas, la velocidad de la reacción depende de la superficie de contacto entre los reactivos. Cuanto mayor sea la superficie de contacto, mayor será el número de colisiones y mayor será la velocidad de reacción.

d. Catalizadores

Un catalizador es una sustancia que modifica la velocidad de la reacción química.

El catalizador provee a la reacción de un mecanismo alternativo, para que la misma se pueda llevar a cabo. Como el mecanismo es diferente al original, sus pasos elementales serán otros, cada uno con la energía de activación que le corresponda.

Dependiendo del objetivo puntual de cada proceso, se puede necesitar que la velocidad aumente o disminuya. En el primer caso se utilizará un catalizador positivo, en el segundo, un catalizador negativo o inhibidor.

El catalizador participa activamente de la reacción y sufre modificaciones a lo largo de la misma, por ejemplo, se contamina, con lo cual debe ser regenerado o cambiado luego de un cierto tiempo de uso.

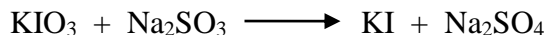
Parte Práctica

Material necesario

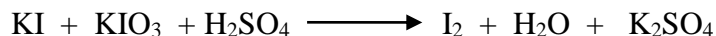
- Solución de KIO₃ 0,02 M
- Solución de Na₂SO₃ 3,8.10⁻³ M
- Solución de H₂SO₄ 0,08 M
- Solución de almidón
- Solución de HCl 1M
- CaCO₃ (s)
- Solución de H₂O₂ 10 volúmenes
- MnO₂ (s)
- Tubos de ensayo
- Pipetas de 10 mL
- Baño termostático
- Globos

1. Efecto de la concentración de reactivos

Se va a observar la variación de la velocidad de una reacción al variar la concentración de un reactivo, manteniendo la concentración de otro constante. La reacción a estudiar es:



Cuando reaccionó todo el Na_2SO_3 se produce la siguiente reacción:



El yodo con almidón da una coloración azul. Se mide el tiempo que tarda en aparecer el color azul.

Se preparan tres tubos de la siguiente manera: se coloca en cada uno de los tres tubos las cantidades que indica la Tabla 1 de solución de KIO_3 , solución de H_2SO_4 y agua. Se tapa con un tapón y se agita vigorosamente una vez.

En otros tres tubos iguales, pero más pequeños, se colocan 10 mL de la solución de Na_2SO_3 (que contiene también al almidón), tal como indica la tabla. Se agregan rápidamente al primer tubo, en ese momento se comienza a tomar el tiempo, se tapa rápidamente y se agita vigorosamente tres veces.

Se registra el tiempo que tarda en aparecer el color azul.

Tabla 1

Tubo N°	KIO_3 0,02 M (mL)	H_2SO_4 0,08 M (mL)	H_2O (mL)	Na_2SO_3 $3,8 \times 10^{-3}$ M (mL)	Tiempo
1	8	1	1	10	
2	5	1	4	10	
3	2	1	7	10	

2. Efecto de la temperatura

Se preparan tres tubos con los volúmenes indicados en la Tabla 2.

Se coloca en un tubo la solución de KIO_3 , la solución de H_2SO_4 y el agua, se tapa el tubo con un tapón y se agita vigorosamente una vez. En otro tubo se colocan 10 mL de la solución de Na_2SO_3 .

A temperatura ambiente, la solución de Na_2SO_3 se agrega rápidamente al primer tubo, en ese momento se comienza a tomar el tiempo, se tapa rápidamente y se agita vigorosamente tres veces. Se registra el tiempo que tarda en aparecer el color azul.

Para las otras temperaturas, se colocan los tubos en baños termostáticos, un tubo con KIO_3 , H_2SO_4 y H_2O y un tubo con Na_2SO_3 en el baño de aproximadamente 35°C y los otros dos tubos en el baño de aproximadamente 50°C .

Después de 5 minutos, se registra la temperatura exacta de cada baño de agua y la solución de Na_2SO_3 se agrega rápidamente al otro tubo con la mezcla, en ese momento se comienza a tomar el tiempo, se tapa rápidamente y se agita vigorosamente tres veces, se vuelve a colocar el tubo dentro del baño y se registra el tiempo que tarda en aparecer el color azul.

Tabla 2

Tubo N°	KIO ₃ 0,02 M (mL)	H ₂ SO ₄ 0,08 M (mL)	H ₂ O (mL)	Na ₂ SO ₃ 3,8x10 ⁻³ M (mL)	Temperatura	Tiempo
4	3	1	6	10	Ambiente	
5	3	1	6	10	~ 35°C	
6	3	1	6	10	~ 50°C	

3. Naturaleza de los reactivos

En sendos tubos de ensayo se colocan aproximadamente 2 g de mármol en polvo y en trozos.

En dos globos se colocan 5 mL de solución de HCl 1 M en cada uno, se coloca la boca de cada globo en el tubo de ensayo que contiene el mármol teniendo la precaución de que el ácido no caiga dentro del tubo.

Una vez colocados los globos, volcar simultáneamente su contenido dentro de los tubos de ensayo y observar qué globo se infla con mayor rapidez.

4. Catalizadores

En un tubo de ensayo se colocan 5 mL de solución de H₂O₂ 10 volúmenes y se observa si hay desprendimiento de gas.

Se agrega una punta de espátula de MnO₂ (s) y se observa si hay desprendimiento de gas.

Preguntas

1. En la expresión de la ley de velocidades, indicar cuáles son las unidades de:
 - a. La velocidad de reacción.
 - b. La constante específica de velocidad para reacciones de orden cero, uno y dos.
 - c. La concentración de reactivos.
2. Indicar de qué variables depende la velocidad de reacción en las experiencias realizadas en el trabajo práctico.
3. Para la reacción

$2 A \longrightarrow B$ la constante de velocidades es, a 25°C , $2,5 \text{ min}^{-1}$.

A 50°C la constante podría valer:

- $0,3 \text{ min}^{-1}$
 - 3 min^{-1}
 - $5 \text{ min}^{-1} \cdot \text{M}^{-1}$
4. Dos reacciones tienen el mismo valor de energía de activación, ¿considera que a una dada temperatura tendrán las dos la misma constante de velocidad? Justificar la respuesta.
 5. Explique qué funciones cumple un catalizador.
 6. Una reacción en solución es catalizada por Fe. ¿Cuál será más efectivo como catalizador: un trozo de Fe o la misma masa, pero en polvo? Justificar la respuesta.

Informe N°3
Cinética Química

Nombre y legajo:	Comisión:	Fecha:
-------------------------	------------------	---------------

1. Efecto de la concentración de reactivos

Balancear las ecuaciones.

Escribir la ley de velocidades para la reacción estudiada.

¿Cuáles son las concentraciones en cada tubo, al mezclar las soluciones de KIO_3 y Na_2SO_3 ?

Interpretar los resultados obtenidos.

Tubo N°	Tiempo (seg)
1	
2	
3	

2. Efecto de la temperatura

Interpretar los resultados obtenidos

Tubo N°	Tiempo (seg)
4	
5	
6	

¿Cuál es la relación matemática que existe entre k y la temperatura?

3. Naturaleza de los reactivos

Escribir la reacción que se produce en ambos casos

Interpretar los resultados obtenidos

4. Catalizadores

Escribir la reacción que se produce al descomponerse el H_2O_2 .

Interpretar los resultados obtenidos.

Práctica N°4

Ácido - Base

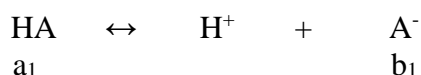
Objetivos

Se espera que el estudiante sea capaz de:

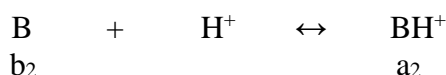
- Comprobar el comportamiento ácido-base de distintas especies químicas en solución acuosa.
- Observar y clasificar sustancias de uso cotidiano como ácidos y bases.
- Valorar el contenido de ácido acético en el vinagre.

Conceptos Teóricos

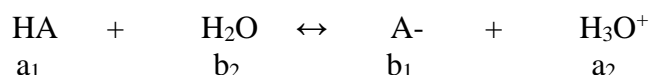
Brönsted define un **ácido** como toda especie química capaz de ceder H^+



y una **base** como toda especie química capaz de aceptar H^+



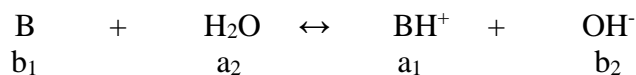
Si se tiene una solución acuosa de HA:



a_1/b_1 son pares conjugados

b_2/a_2 son pares conjugados

Si se tiene una solución acuosa de B:



b_1/a_1 son pares conjugados

a_2/b_2 son pares conjugados

En todo **par conjugado**, cuanto mayor sea el carácter ácido (o básico) de uno de sus miembros, menor será el carácter básico (o ácido) del otro.

Una **titulación ácido-base** consiste en medir el volumen de una solución de concentración conocida de un ácido (o base) necesario para reaccionar exactamente con un volumen medido de solución de base (o ácido), cuya concentración se quiere determinar. En el **punto de equivalencia**, el ácido y la base se neutralizan exactamente.

Para saber cuándo es el momento de terminar la titulación se utiliza un **indicador ácido-base**, sustancia que cambia de color según el pH de la solución en que se encuentra. Cuando vira el indicador decimos que se alcanzó el **punto final de la titulación**.

Parte Práctica

Material necesario

- Solución de NaOH 0,1 M
- Vinagre blanco
- Solución alcohólica de fenolftaleína al 1 % (indicador)
- Sustancias de prueba: detergente, jugo de limón, lavandina, vinagre, shampoo, vino, bebidas gaseosas, jugo de limón, etc.
- Tubos de ensayo
- Pipeta aforada de 20 mL
- Matraz aforado de 250 mL
- Piseta
- Gradilla
- pH-metro
- Papel pH
- Probeta de 50 mL
- Buretas de 25 mL
- Erlenmeyer de 250 mL
- Vaso de precipitados de 100 mL
- Propipeta o perita de goma
- Agarradera Fisher
- Embudo
- Soporte universal

1. Verificación del comportamiento ácido-base de distintas especies en solución acuosa

Preparar soluciones acuosas de aproximadamente igual concentración de: ácido clorhídrico, ácido acético, cloruro de amonio, acetato de amonio, acetato de sodio, amoníaco e hidróxido de sodio.

Con un pH-metro o con papel pH, medir el pH aproximado de las distintas soluciones. Si se utiliza un pH-metro, entre medidas, enjuagar el electrodo con agua destilada.

Anotar los valores observados.

2. Clasificación de productos caseros como ácidos y bases

Colocar en tubos de ensayo 10 mL de las sustancias de prueba e identificarlas. Medir el pH con el indicador universal y con un pH-metro. Completar el cuadro del informe clasificándolas como ácidos o bases.

3. Determinación del contenido de ácido acético en el vinagre comercial

1. Colocar en un pie universal la agarradera Fisher y fijar la bureta a él.

2. Enjuagar la bureta con agua destilada, probar que no tenga pérdidas por el robinete o llave.
3. Enjuagar con unos mL de la solución de NaOH (titulante).
4. Llenar la bureta con la solución. Para eliminar las burbujas en la punta de la bureta dejar correr la solución hasta la desaparición de las burbujas.
5. Completar con solución titulante por encima del cero y luego enrasar teniendo en cuenta hacerlo con la graduación a la altura de los ojos y que el menisco quede justo sobre la marca del cero.
6. Medir con pipeta aforada 20 mL de vinagre y colocarlos en un matraz aforado de 250 mL. Completar hasta el enrase con agua destilada (Solución A).
7. Medir 20 mL de la Solución A y colocarlos en un Erlenmeyer de 250 mL, agregar 50 mL de agua destilada (es para aumentar el volumen de líquido y percibir así mejor el cambio de color) y 2 ó 3 gotas de fenolftaleína.
8. Colocar un papel blanco debajo del erlenmeyer para poder observar el cambio de color del indicador con más nitidez.
9. Comenzar a agregar gota a gota la solución de NaOH, manipulando con la mano menos hábil el robinete o llave de la bureta, y con la mano hábil sostener el cuello del erlenmeyer agitando continuamente.
10. Cuando la solución tome color rosa suave persistente por 30 segundos, detener el goteo, cerrando la llave del robinete de la bureta.
11. Leer el volumen de solución de NaOH gastado en la escala de la bureta.
12. Repetir la operación hasta que los volúmenes gastados en dos experiencias difieran como máximo en 0,5 mL.
13. Completar el informe con los valores obtenidos.

Preguntas

1. ¿Qué es el punto de equivalencia? ¿Qué condición debe cumplir?
2. ¿Cuál es el pH aproximado del punto de equivalencia en la valoración de:
 - a. ácido clorhídrico con NaOH?
 - b. ácido acético con NaOH?
 - c. ácido clorhídrico con NH_3 ?
3. ¿Qué es un indicador y qué condición debe cumplir?
4. ¿Cómo conviene medir los volúmenes de solución: con probeta o con bureta? Justificar.
5. En una valoración con bureta, ¿conviene más utilizar un volumen de 10 cm^3 o de 20 cm^3 ? Justificar.
6. Se desea preparar una solución valorada de HCl 0,1 M usando como droga patrón Na_2CO_3 . ¿Qué masa de carbonato se debe usar para gastar 20 cm^3 de la solución de ácido?
7. Escriba con su nombre, la fórmula química de:
 - a. Tres ácidos fuertes y sus bases conjugadas.
 - b. Tres ácidos débiles y sus bases conjugadas.
 - c. Tres bases fuertes y sus ácidos conjugados.
 - d. Tres bases débiles y sus ácidos conjugados.
8. ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 36 % m/m, $\delta = 1,2\text{ g/cm}^3$, se necesita para preparar un litro de solución 0,1 M?
9. ¿Qué volumen de solución de NaOH 1 M se necesita para neutralizar exactamente 20 cm^3 de la solución de la pregunta anterior?
10. Para obtener un valor más confiable, qué conviene usar: ¿solución de NaOH 1 M o 0,1 M?

Informe N°4
Ácido - Base

Nombre y legajo:	Comisión:	Fecha:
------------------	-----------	--------

1. Verificación del comportamiento ácido-base de distintas especies en solución acuosa

Solución	pH Indicador	pH-metro	Ácida	Básica	Neutra
HCl					
CH ₃ COOH					
NH ₄ Cl					
NH ₄ CH ₃ COO					
NaCH ₃ COO					
NH ₃					
NaOH					

Justificar mediante ecuaciones el carácter ácido, básico o neutro de las soluciones analizadas.

2. Clasificación de productos caseros como ácidos y bases

Producto	pH Indicador	pH-metro	Ácida	Básica	Neutra

3. Determinación del contenido de ácido acético en el vinagre comercial

Ecuaciones químicas:

Titulación de la solución preparada:

Volumen de muestra: cm³

Molaridad del NaOH: M

Volumen de NaOH gastado en la titulación:

$V_1 = \text{..... cm}^3$

$V_2 = \text{..... cm}^3$

$\bar{V} = \text{..... cm}^3$

Cálculo de la molaridad y % m/V de la solución original de vinagre:

M =

% m/V =

Práctica N°5

Óxido - Reducción

Objetivos

Se espera que el estudiante sea capaz de:

- Comparar el poder oxidante y reductor de algunos metales y sus iones.
- Interpretar algunas reacciones redox por medio de señales visibles.
- Interpretar procesos de oxidación-reducción a partir de los potenciales de electrodos.

Conceptos Teóricos

Una **reacción redox** es aquella en la que hay cambio en el número de oxidación de las especies químicas que intervienen.

La especie química que aumenta su número de oxidación **pierde electrones**, y decimos que **se oxida**. La especie química que disminuye su número de oxidación **gana electrones**, y decimos que **se reduce**.

Para que se produzca una reacción redox, siempre debe haber una especie que se oxide y otra que se reduzca, produciéndose un intercambio de electrones.

La especie que se oxida recibe el nombre de **reductora** y la que se reduce se llama **oxidante**.

La mayor o menor tendencia a reducirse de una especie química se mide en función de su **potencial de reducción** y, en una primera aproximación, por su **potencial normal o estándar**. Estos potenciales normales se encuentran en la **serie electroquímica**.

Cuanto mayor es el potencial de reducción de una especie química, mayor tendencia tendrá a reducirse y diremos que es más oxidante; cuanto menor sea su potencial de reducción, diremos que la especie en cuestión es menos oxidante.

Parte Práctica

Material necesario

- Solución de AgNO_3 0,1 M
- Solución de CuSO_4 0,1 M
- Solución de FeSO_4 0,1M
- Solución de ZnSO_4 0,1 M
- Alambre de Cu
- Clavos de Fe
- Granallas de Zn
- Cinta de Mg
- Solución de KMnO_4 0,1 M
- Solución de FeSO_4 0,1 M
- Solución de KI 0,1 M
- Solución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,1 M
- Solución de KIO_3 0,1 M
- Solución de H_2SO_4 concentrado

- Solución de H₂SO₄ 5 %
- Solución de HCl concentrado
- Solución de HNO₃ concentrado
- Solución de HNO₃ 6 M
- Solución de NaOH
- Vaso de precipitados de 250 mL
- Trípode
- Tela metálica
- Mechero
- Pinza de madera o de metal

1. Poder oxidante y reductor de algunos metales y sus iones

Poner a calentar agua en un vaso de precipitados que luego se usará para baño María si es necesario.

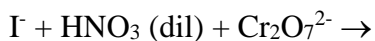
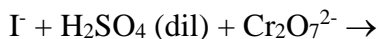
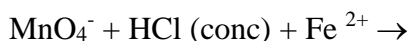
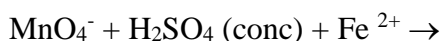
Preparar una serie de tubos como indica el cuadro:

Tubo	Metal	Solución de ion 0,1 M (1 cm ³)	¿Hay reacción a temperatura ambiente o en caliente?
1	Fe	Ag ⁺	
2	Fe	Cu ²⁺	
3	Cu	Ag ⁺	
4	Zn	Fe ²⁺	
5	Zn	Ag ⁺	
6	Zn	Cu ²⁺	
7	Mg	Zn ²⁺	

Explicar en el informe los hechos experimentales observados y ordenar los metales de acuerdo con su potencial de reducción creciente.

2. Interpretación de reacciones redox

Realizar en tubo de ensayos las reacciones que se indican a continuación, respetando el orden de agregado de reactivos y observando con cuidado qué sucede después de cada agregado. La concentración de todos los iones es aproximadamente 0,1 M. En todos los casos se debe usar 1 cm³ de reactivos y gotas de ácido.



Explicar en el informe los hechos experimentales observados en base a los potenciales.

3. Potencial de la celda y pH

En un tubo de ensayo colocar 0,5 mL de soluciones de I^- y de IO_3^- . Observar si ocurre algo. Agregar la solución de ácido sulfúrico (5 %), luego de aparecer una señal, agregar NaOH hasta que la solución sea básica. Observar el resultado.



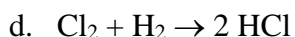
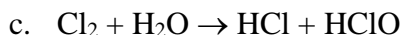
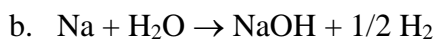
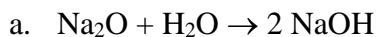
Preguntas

1. Igualar e indicar en una primera aproximación cuáles reacciones son espontáneas:
 - a. $\text{CuSO}_4 + \text{Cu}$
 - b. $\text{CuSO}_4 + \text{Zn}$
 - c. $\text{CuSO}_4 + \text{Pb}$
 - d. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu}$
 - e. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn}$
 - f. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$
 - g. $\text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$
 - h. $\text{ZnCl}_2 + \text{Zn}$
 - i. $\text{ZnCl}_2 + \text{Pb}$
2. Predecir las sustancias que se forman, indicando cuáles transformaciones son espontáneas:
 - a. $\text{NaCl} + \text{Cl}_2$
 - b. $\text{KBr} + \text{Cl}_2$
 - c. $\text{KI} + \text{Cl}_2$
 - d. $\text{NaCl} + \text{Br}_2$
 - e. $\text{KBr} + \text{Br}_2$
 - f. $\text{KI} + \text{Br}_2$
 - g. $\text{NaCl} + \text{I}_2$
 - h. $\text{KBr} + \text{I}_2$
 - i. $\text{KI} + \text{I}_2$
3. Igualar y calcular el ΔE° de las siguientes transformaciones:
 - a. $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - b. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4. ¿En las reacciones en las que interviene KMnO_4 en medio ácido, se puede usar ácido clorhídrico? ¿Por qué?
5. Dada la hemirreacción:
$$5 \text{e}^- + \text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$$
y sabiendo que $E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1,51 \text{ V}$; calcular el potencial de ésta cuando se mantiene $[\text{MnO}_4^-] = [\text{Mn}^{2+}] = 1$
 - a. a $\text{pH} = 2$
 - b. a $\text{pH} = 3$
 - c. a $\text{pH} = 6$
6. ¿En una aproximación, el Zn metálico se ataca con mayor facilidad en agua o en ácido clorhídrico 0,1 M?

7. Ioduro de potasio + Iodato de potasio + Ácido sulfúrico

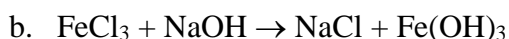
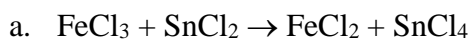
En la ecuación precedente, señale el agente reductor y justifíquelo. Escriba la reacción correctamente balanceada.

8. Señale cuáles de estas reacciones son redox. Justifique.



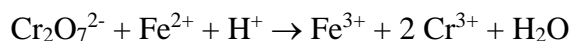
9. Defina oxidación y reducción en términos de variación de número de oxidación e intercambio de electrones.

10. Una de las siguientes reacciones es redox y la otra no lo es. Identifíquela y balancéela:



11. Los metales nobles como el Au y el Pt no son atacados por ácidos. ¿A qué se debe?

12. Suponiendo que $[\text{Cr}^{3+}] = [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = 1$ y $[\text{Fe}^{3+}] / [\text{Fe}^{2+}] = 1$; calcular el pH para que el sistema alcance el equilibrio.



$$E^\circ_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}} = 1,33 \text{ V}; E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0,77 \text{ V}$$

Informe N°5
Óxido - Reducción

Nombre y legajo:	Comisión:	Fecha:
-------------------------	------------------	---------------

1. Poder oxidante y reductor de algunos metales y sus iones

Ecuaciones iónicas que se producen. Ordenar de acuerdo con potencial de reducción creciente.

2. Interpretación de reacciones redox

Ecuaciones iónicas que se producen. Interpretar por medio de potenciales normales.

3. Potencial de la celda y pH

Ecuaciones iónicas que se producen.

Cálculo analítico del pH.

Práctica N° 6

Celdas Galvánicas y Electrolíticas

Objetivos

Se espera que el estudiante sea capaz de:

- Construir una celda galvánica.
- Realizar experiencias que permitan comprender la diferencia entre una celda galvánica y una celda electrolítica.
- Determinar cualitativamente como varía el potencial de un electrodo con la concentración de las especies iónicas.

Celda galvánica y celda electrolítica

Conceptos Teóricos

Una **celda galvánica** es un dispositivo armado de tal manera que permite que la energía desarrollada espontáneamente en una reacción química de óxido - reducción sea convertida en energía eléctrica. Es decir, es un sistema que es capaz de entregar energía al medio ambiente.

Si a un sistema hay que entregarle energía desde el medio ambiente para que se produzca una reacción de óxido - reducción, estamos transformando energía eléctrica en energía química, en ese caso decimos que el sistema es una **celda electrolítica** y el fenómeno ocurrido se denomina electrólisis.

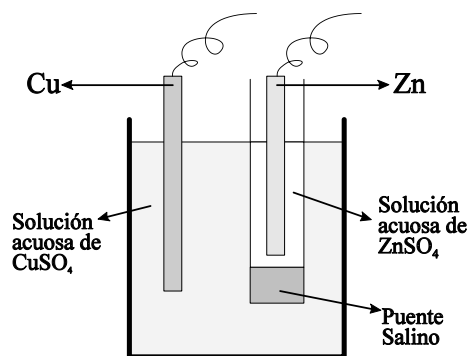
Parte Práctica

Material necesario

- Chapa de Zn
- Chapa de Cu
- Solución de CuSO_4 1 M
- Solución de ZnSO_4 1 M
- Voltímetro
- Puente salino
- Solución acuosa de KI 0,5 N
- Solución alcohólica de fenolftaleína
- Solución de almidón
- Tubo en U
- Fuente de corriente continua
- Amperímetro

1. Construcción de una celda galvánica

Construir una celda como indica la figura. Luego, conectar un voltímetro entre las terminales y medir la diferencia de potencial, luego levantar el electrodo de Zn y observar lo que sucede sobre la chapa y en el voltímetro.

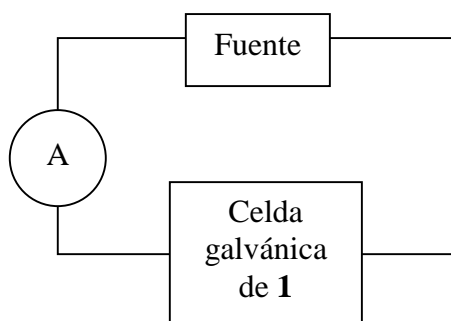


2. Celda electrolítica

Conectar las terminales del dispositivo armado anteriormente a los electrodos de una celda electrolítica formada por un tubo en U con solución acuosa de KI y electrodos de grafito. Agregar en el cátodo una gota de fenolftaleína y en el ánodo una gota de solución de almidón. Mantener conectado aproximadamente 20 minutos. Observar.

3. Celda galvánica / Celda electrolítica

Conectar el circuito como indica la figura.



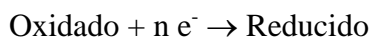
Medir la intensidad de corriente que circula. Aumentar lentamente el voltaje aplicado con la fuente F y observar qué sucede con la intensidad de corriente. Interpretar los resultados.

Atención: pedir supervisión del docente antes de encender la fuente.

Variación del potencial de la celda galvánica con la concentración

Conceptos Teóricos

El **potencial de un electrodo** varía con la concentración de acuerdo a la **ecuación de Nernst**. Ésta relaciona el potencial del electrodo con el **potencial normal** y con la **concentración** de las especies oxidadas y reducidas de acuerdo a:



$$E_{\text{oxi/red}} = E^{\circ}_{\text{oxi/red}} - \frac{0,06}{n e^-} \log \frac{[\text{Reducido}]}{[\text{Oxidado}]}$$

Si se arma una celda galvánica con un electrodo de potencial fijo y otro electrodo en el cual se varía la concentración de alguna de las especies que constituyen el estado oxidado o reducido, la diferencia de potencial medida con un voltímetro colocado en los bornes de la celda, será función de la concentración.

$$E = E_{\text{oxi/red}} - E_{\text{ref}} \quad \text{o bien} \quad E = E_{\text{ref}} - E_{\text{oxi/red}}$$

Parte Práctica

Material necesario

- Alambre de Pt
- Chapa de Zn
- Solución de CuSO_4 1 M, 0,5 M, 0,1 M y 0,05 M
- Solución acuosa de ZnSO_4 1 M
- Solución acuosa de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,5 M
- Solución acuosa de Cr^{3+} 0,1 M
- Voltímetro
- Puente salino
- Solución concentrada de H_2SO_4

4. Influencia de la concentración

Repetir la experiencia **1** usando soluciones de CuSO_4 1 M, 0,5 M, 0,1 M, 0,05 M, midiendo con un voltímetro las diferencias de potencial de las distintas celdas galvánicas formadas.

5. Influencia del pH

En la celda galvánica utilizada en **1** reemplazar el Cu por un alambre de Pt y la solución de CuSO_4 por una solución que contenga $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ y Cr^{3+} , medir el potencial de la celda galvánica y agregar sucesivamente porciones de 1 cm^3 de H_2SO_4 concentrado, agitando y registrando los valores de potencial después de cada agregado.

Atención: el ácido sulfúrico concentrado siempre debe agregarse a un gran volumen de solución acuosa o agua.

Preguntas

1. ¿Qué es una celda galvánica?
2. ¿Qué es una celda electrolítica?
3. ¿Qué es el cátodo?
4. ¿Qué es el ánodo?
5. ¿Cuál es la polaridad del ánodo y cuál es la del cátodo en una celda galvánica y en una celda electrolítica?
6. ¿Para qué sirve el puente salino?
7. ¿Cuándo se usa la ecuación de Nernst?
8. Se construye una celda galvánica con dos electrodos de hidrógeno uno de ellos sumergido en una solución donde $[H^+] = 1M$ y el otro en KOH 1M. Calcular el potencial de la celda y compararlo con $E^\circ_{H_2O/H_2}$ en medio básico.
9. Si en el ejercicio anterior se reemplaza el KOH por NH_3 1 M ¿cuál será el potencial de la celda?
10. Dada la reacción $Cr_2O_7^{2-} + I^- \rightleftharpoons I_2 + Cr^{3+}$ y suponiendo $[Cr_2O_7^{2-}] / [Cr^{3+}] = [I_2] / [I^-]^2 = 1$, calcular el pH máximo para el cual la reacción es espontánea. Representar gráficamente los potenciales en función del pH.

Informe N° 6
Celdas Galvánicas y Electrolíticas

Nombre:	Comisión:	Fecha:
----------------	------------------	---------------

1. Construcción de una celda galvánica

Voltaje medido:

Reacción en el cátodo:

Reacción en el ánodo:

2. Celda electrolítica

Reacción en el cátodo:

Reacción en el ánodo:

Cambio de color en el cátodo:

Cambio de color en el ánodo:

3. Celda galvánica / Celda electrolítica

Reacción inicial en el cátodo:

Reacción inicial en el ánodo:

Reacción final en el cátodo:

Reacción final en el ánodo:

4. Influencia de la concentración

Reacción en el cátodo:

Reacción en el ánodo:

5. Influencia del pH

Reacción en el cátodo:

Reacción en el ánodo:

[Cu ²⁺]	Voltaje

ml H ₂ SO ₄	Voltaje