

3B SCIENTIFIC[®] PHYSICS



... going one step further

**ELECTROQUÍMICA
1002719**

ALF 06/18

**Experimentos de demostración
para los niveles secundario I y II**

Índice

	Página
Prólogo	3
Contenido del maletín de trabajo de electroquímica	4
Montaje y limpieza del bloque de celdas	5
Descripción del instrumento de medición	6
Medición de tensión de elementos galvánicos – Hoja de trabajo del profesor	8
Medición de tensión de elementos galvánicos – Hoja de trabajo del estudiante	10
Medición de tensión de una pila de Daniell – Hoja de trabajo del profesor	11
Medición de tensión de una pila de Daniell – Hoja de trabajo del estudiante	13
Medición de tensión en tres pilas de Daniell conectadas en paralelo – Hoja de trabajo del profesor	14
Medición de tensión en tres pilas de Daniell conectadas en paralelo – Hoja de trabajo del estudiante	15
Medición de tensión en tres pilas de Daniell conectadas en serie – Hoja de trabajo del profesor	16
Medición de tensión en tres pilas de Daniell conectadas en serie – Hoja de trabajo del estudiante	17
Medición del potencial estándar de algunos metales – Hoja de trabajo del profesor	18
Medición del potencial estándar de algunos metales – Hoja de trabajo del estudiante	20
Medición del potencial estándar de algunos metales – Hoja de trabajo del profesor	22
Medición del potencial estándar de algunos no metales – Hoja de trabajo del estudiante	23
Medición de la tensión de una pila de Leclanché – Hoja del trabajo del profesor	25
Medición de la tensión de una pila de Leclanché – Hoja del trabajo del estudiante	26
Medición de tensión con diferente concentración de soluciones electrolíticas – Hoja de trabajo del profesor	27
Medición de tensión con diferente concentración de soluciones electrolíticas – Hoja de trabajo del estudiante	29
Medición de tensión con soluciones electrolíticas a diferentes temperaturas- Hoja de trabajo del profesor	30
Medición de tensión con soluciones electrolíticas a diferentes temperaturas- Hoja de trabajo del estudiante	31
Montaje, carga y descarga de un acumulador de acero – Hoja de trabajo del profesor	32
Montaje, carga y descarga de un acumulador de acero – Hoja de trabajo del estudiante	33
Experimento 11, medición de pH – Hoja de trabajo del profesor	34
Experimento 11, medición de pH - Hoja de trabajo del estudiante	35
Serie electromotriz	36
Notas para la experimentación y eliminación de desechos	37
Literatura	38

Prólogo

La maleta de trabajo de electroquímica consta de material didáctico que se puede emplear en experimentos de demostración de las materias de química y física.

El trabajo autónomo de los alumnos aumenta su comprensión de los fenómenos estudiados. Los experimentos se deben llevar a cabo en pequeños grupos de estudiantes (2 a un máximo de 3 alumnos). El profesor tiene, en este caso, sólo una tarea de supervisión y puede proporcionar indicaciones adecuadas como respuesta a las preguntas orientadas de los alumnos, que no pudieran ser resueltas por ellos mismos. De esta manera, por medio de una selectiva formación de los grupos de trabajo, se puede elevar el nivel de rendimiento y de comprensión, además del placer de todos los alumnos por la experimentación.

La literatura adjunta reduce el tiempo de preparación requerido por el profesor de la materia, el mismo que podría ser verdaderamente extenso tratándose, precisamente, de experimentos de demostración. Para cada uno de los experimentos descritos existe una hoja de trabajo, tanto para el profesor como para los alumnos. En la hoja de trabajo del profesor se encuentran todas las informaciones necesarias para la ejecución del experimento. El profesor encontrará allí, para cada experimento, los resultados de experimentación esperados (los cuales pueden diferenciarse de manera mínima de los resultados teóricos presentes en la literatura especializada). El profesor también encontrará indicaciones para la preparación de las correspondientes soluciones electrolíticas.

El profesor puede copiar las hojas de trabajo de los estudiantes y proporcionárselas a cada uno de ellos. De esta manera, se ahorra la laboriosa confección de un protocolo y los alumnos podrán concentrarse en las partes esenciales de la experimentación.

En lo relativo a las cuestiones de seguridad, para todas las sustancias químicas empleadas se han anotado las frases R y S, así como los símbolos de peligro, de acuerdo con las directrices de la UE, 67/548/EWG.

Al final de la literatura se encuentran indicaciones relacionadas con la eliminación de desechos químicos. En aras de conseguir una manipulación económica de las sustancias químicas, recomendamos, tras la finalización del experimento, absorber las soluciones electrolíticas de las cámaras, por medio de los goteros suministrados, y verterlas en botellas de almacenamiento rotuladas, de manera que cada sustancia se pueda volver a emplear en un nuevo experimento. Así se realizará también una contribución a la preservación del medio ambiente.

Agradecemos eventuales indicaciones y rectificaciones referentes a los experimentos (también el señalamiento de posibles errores). Para ello, diríjase, por favor, a su proveedor del maletín de trabajo de electroquímica.

¡Les deseamos mucho éxito en la realización de los experimentos!

Contenido del maletín de trabajo de electroquímica



- 1 instrumento de medición, alimentado por batería o fuente de alimentación, para experimentos electroquímicos y medición de pH
- 1 adaptador de 3V para electrolización del electrodo reticular de platino
- 1 fuente de alimentación prim: **115..240VAC** , **50-60Hz** seg: **12V-500mA**
- 1 electrodo combinado de medición de pH, con botellita de almacenamiento
- 2 vasos de precipitados de plástico de 25 ml
- 2 goteros
- 1 caja de almacenamiento con:
 - 2 electrodos de Ag, 4 electrodos de Zn, 2 electrodos de Fe, 2 electrodos de carbón,
 - 2 electrodos de Al, 2 electrodos de Ni, 4 electrodos de Cu, 1 electrodo de Mg (tira de magnesio para envolver una plaquita de plástico), y 1 electrodo reticular de Pt
 - 2 semiceldas, cada una para 4 electrodos, 1 juego de láminas de papel de filtro,
 - 1 juego de cables de electroquímica (compuesto de: 3 cables con pinzas de cocodrilo, rojos, cada uno de 20 cm de largo,
 - 1 cable con pinza de cocodrilo y conector, rojo, 30 cm de largo; 3 cables con pinzas de cocodrilo, azul, cada uno de 20 cm de largo, 1 cable con pinza de cocodrilo y conector, azul, 30 cm de largo), 1 piedra esmeril
- 1 manual de instrucciones

Montaje y limpieza del bloque de celdas



El bloque de celdas se suministra completamente montado y se puede emplear directamente para la realización del primer experimento. El bloque se encuentra en la caja de almacenamiento del maletín de trabajo.

Si se emplea el bloque de celdas, una vez finalizado el experimento, se lo deberá desmontar completamente desatornillando ambos tornillos moleteados, después de extraer el fluido electrolítico y de retirar los electrodos, de manera que ambas semiceldas se puedan separar. Después de retirar la lámina de papel de filtro, se deben lavar ambas semiceldas con agua, y a continuación se las debe secar muy bien.

Para los demás experimentos se debe volver a montar el bloque de celdas. Esto se realiza colocando, a ras, una lámina de filtro de papel entre ambas semiceldas. A continuación se oprime primeramente uno, y luego otro de los tornillos moleteados, de manera que atraviesen el papel de filtro, y se procede a atornillar fijamente ambas semiceldas. (Nota: Los 4 orificios internos de cada semicelda deben encontrarse frente a la lámina de papel de filtro – ver imagen.)

A través del papel de filtro, el cual se humedece cuando se vierte la solución electrolítica, se comunican eléctricamente las 8 cámaras al mismo tiempo.

Por favor, tome en cuenta lo siguiente:

Tras el uso del maletín de trabajo, se deben lavar cuidadosamente todos los componentes empleados, secándolos a continuación.

Retire el papel de filtro que se encuentra entre los dos bloques de celdas, y seque también ambos tornillos.

Lavar los electrodos empleados bajo un chorro de agua y secarlos para evitar corrosión.

Antes de volver a guardar los electrodos, también se recomienda frotarlos con la piedra de esmeril para así desprender los restos de sustancias químicas que permanecieran adheridos.

Si observa estas indicaciones obtendrá mucho esparcimiento con esta maletín de trabajo.

Instrumento de medición

Cara frontal

Indicación de rango/
carga de batería ———>

Off/conmutador ———>
de rango

Clavijeros de medición
—————>



←————— Display LCD

← Regulador de punto cero
(para pH)

Cara posterior

Conexión de fuente
de alimentación —————>

Breves instrucciones
para medición galvánica ———>



←————— Clavijero de pH

← Breves instrucciones
para medición de pH

El instrumento de medición funciona con alimentación por batería pero también por medio de la fuente de alimentación incluida en el suministro. La batería se carga, básicamente, durante el servicio con la fuente de alimentación, excluyéndose la posibilidad de que se produzca una sobrecarga. La fuente de alimentación se inserta en la parte inferior del instrumento de medición.

Además de las mediciones galvánicas, se pueden también llevar a cabo mediciones de pH.

1. Mediciones galvánicas:

Para la medición galvánica se conecta el instrumento de medición con el conmutador de rango, con lo cual se encuentra inmediatamente en un rango de medición de 0 a 2V. Si se debe medir una tensión más alta, se puede aumentar el rango de medición del instrumento hasta 20V por medio del mismo conmutador. Para la medición se conectan los electrodos al instrumento de medición por medio de los clavijeros de 2 mm (rojo / azul).

2. Medición de pH:

Para realizar una medición de pH, se conectará el electrodo de pH, incluido en el suministro, al clavijero de pH que se encuentra en la parte inferior del instrumento. A continuación, se

ajusta el conmutador de medición a "pH". Para calibrar el electrodo de pH, se utiliza una solución tope (pH 4 ó bien pH 9). Si se tratara aquí de una calibración de un punto, una vez que se ha sumergido el electrodo de pH en la respectiva solución, se debe modificar el regulador de punto cero hasta que en el display se visualice el valor de la solución tope. A partir de ese momento se podrán llevar a cabo mediciones de pH, tomando en cuenta que ya no se debe efectuar ninguna modificación de los botones de ajuste.

Medición de tensión de elementos galvánicos

Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Cobre (II)-sulfato-5-hidrato		22-36/38-50/53	22-60-61	Instrumento de medición
Sulfato de zinc-7-hidrato		36/38-50/53	22-25-60-61	Electrodos: 1 Cu, 1 Zn, 1 Ag, 1 Fe, 1 Ni
Nitrato de plata		34-50/53	26-45-60-61	2 cables de experimentación
Hierro (II)-sulfato-7-hidrato		22-36/38	24/25	2 goteros
Sulfato de níquel-6-hidrato		22-40-42/43-50/53	22-36/37-60-61	
Agua destilada		---	---	

Aviso de seguridad: Por favor, atención: ¡Las sales de metales pesados son venenosas!

Ejecución del experimento:

1. Poner a disposición de los estudiantes las soluciones electrolíticas 1,0 y 0,1 molar ya preparadas. Cada alumno necesita un máximo de 10 ml de la solución correspondiente.
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. Verter la solución electrolítica en las cámaras por medio de un gotero (del volumen de suministro del maletín de trabajo) e introducir los electrodos respectivos. Limpiar muy bien el gotero antes del llenado de la siguiente solución electrolítica.
4. Una vez que se han preparado las cámaras (mínimo 2, máximo 8) como se ha descrito, iniciar la medición de tensión. En este experimento se han montado 5 cámaras, cada una con una solución electrolítica y los electrodos correspondientes como elementos galvánicos:
Cu / CuSO₄ , Zn / ZnSO₄ , Ag / AgNO₃ , Fe / FeSO₄ , Ni / NiSO₄
5. Para la medición de tensión se conectan al instrumento de medición dos cables de experimentación (rojo/azul con clavijeros de 2 mm – incluidos en el suministro del maletín) Por medio de las pinzas de toma, realizar la conexión entre los dos electrodos y el instrumento de medición.
6. En el instrumento de medición se puede leer la tensión suministrada por el elemento galvánico. Si el valor visualizado es negativo, se deben permutar los polos de los electrodos.

Observación y evaluación:

En el caso de los elementos galvánicos, el metal menos noble forma siempre el polo negativo.

Los electrones fluyen, respectivamente, del polo negativo al positivo, esto significa que, en la combinación zinc/cobre, van del zinc al cobre, y en una combinación cobre/plata, del cobre a la plata.

En las combinaciones que contengan zinc, este elemento constituirá siempre el polo negativo, y en combinaciones que contengan plata, ésta constituirá siempre el polo positivo del elemento galvánico. De ello se deduce una sucesión de la tensión de los metales que presenta el siguiente orden:



Se puede determinar cuál de los electrodos forma el polo negativo permutando los polos.

Elemento galvánico	Tensión (V) Solución electrolítica 1,0 mol/l	Tensión (V) Solución electrolítica 0,1 mol/l
Cu / Zn	aprox. 1,086	aprox. 1,086
Cu / Ag	aprox. 0,383	aprox. 0,383
Cu / Fe	aprox. 0,670	aprox. 0,670
Cu / Ni	aprox. 0,044	aprox. 0,044
Zn / Ag	aprox. 1,416	aprox. 1,416
Zn / Fe	aprox. 0,378	aprox. 0,378
Zn / Ni	aprox. 1,095	aprox. 1,095
Fe / Ag	aprox. 1,089	aprox. 1,089
Fe / Ni	aprox. 0,700	aprox. 0,700
Ag / Ni	aprox. 0,290	aprox. 0,290

Cálculo de las masas para preparación de soluciones 0,1 molar:

Antes de la hora de clases, el profesor debe preparar las soluciones electrolíticas en la cantidad adecuada (se ha comprobado que 1 litro es suficiente).

1. 1 litro de una solución de CuSO₄ 1,0 molar: mezclar con agua 249,50 g CuSO₄ · 5 H₂O, en un matraz graduado, hasta completar un litro.

2. 1 litro de una solución de ZnSO_4 1,0 molar: mezclar con agua 287,40 g $\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, en un matraz graduado, hasta completar un litro.
3. 1 litro de una solución de AgNO_3 1,0 molar: mezclar con agua 169,88 g AgNO_3 , en un matraz graduado, hasta completar 1 litro.
4. 1 litro de una solución de FeSO_4 1,0 molar: mezclar con agua 277,90 g $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, en un matraz graduado, hasta completar un litro.
5. 1 litro de una solución de NiSO_4 1,0 molar: mezclar con agua 262,70 g $\text{NiSO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$, en un matraz graduado, hasta completar un litro.

Para preparar soluciones 0,1 molar, utilice, por favor, de las cantidades indicadas (para preparación de una solución 1 molar) sólo 1/10 y complétela con agua en un matraz graduado hasta llegar a 1 litro.

Medición de tensión de elementos galvánicos

Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Cobre (II)-sulfato-5-hidrato		22-36/38-50/53	22-60-61	Instrumento de medición
Sulfato de zinc-7-hidrato		36/38-50/53	22-25-60-61	Electrodos: 1 Cu, 1 Zn, 1 Ag, 1 Fe, 1 Ni
Nitrato de plata		34-50/53	26-45-60-61	2 cables de experimentación
Hierro (II)-sulfato-7-hidrato		22-36/38	24/25	2 goteros
Sulfato de níquel-6-hidrato		22-40-42/43-50/53	22-36/37-60-61	
Agua destilada		---	---	

Aviso de seguridad: Por favor, atención: **¡Las sales de metales pesados son venenosas!**

Ejecución del experimento:

1. Poner a disposición de los estudiantes las soluciones electrolíticas 1,0 y 0,1 molar ya preparadas. Cada alumno necesita un máximo de 10 ml de la solución correspondiente.
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. Verter la solución electrolítica en las cámaras por medio de un gotero (del volumen de suministro del maletín de trabajo) e introducir los electrodos respectivos. Limpiar muy bien el gotero antes del llenado de la siguiente solución electrolítica.
4. Una vez que se han preparado las cámaras (mínimo 2, máximo 8) como se ha descrito, iniciar la medición de tensión.
En este experimento se han montado 5 cámaras, cada una con una solución electrolítica y los elementos galvánicos como electrodos:
Cu / CuSO₄ , Zn / ZnSO₄ , Ag / AgNO₃ , Fe / FeSO₄ , Ni / NiSO₄
5. Para la medición de tensión se conectan al instrumento de medición dos cables de experimentación (rojo/azul con clavijeros de 2 mm – incluidos en el suministro del maletín) Por medio de las pinzas de toma, realizar la conexión entre los dos electrodos y el instrumento de medición.
6. En el instrumento de medición se puede leer la tensión suministrada por el elemento galvánico. Si el valor visualizado es negativo, se deben permutar los polos de los electrodos.

Observación y evaluación:

Anotar los resultados del experimento en la tabla y evaluarlos.

Elemento galvánico	Tensión Solución electrolítica 1,0 mol/l	Tensión Solución electrolítica 0,1 mol/l
Cu / Zn		
Cu / Ag		
Cu / FeCu / Fe		
Cu / Ni		
Zn / Ag		
Zn / Fe		
Zn / Ni		
Fe / Ag		
Fe / Ni		
Ag / Ni		

Medición de tensión de una pila de Daniell

Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Cobre (II)-sulfato-5-hidrato		22-36/38-50/53	22-60-61	Instrumento de medición
Sulfato de zinc-7-hidrato		36/38-50/53	22-25-60-61	Electrodos: 1 Cu, 1 Zn
Agua destilada		---	---	2 cables de experimentación 2 goteros

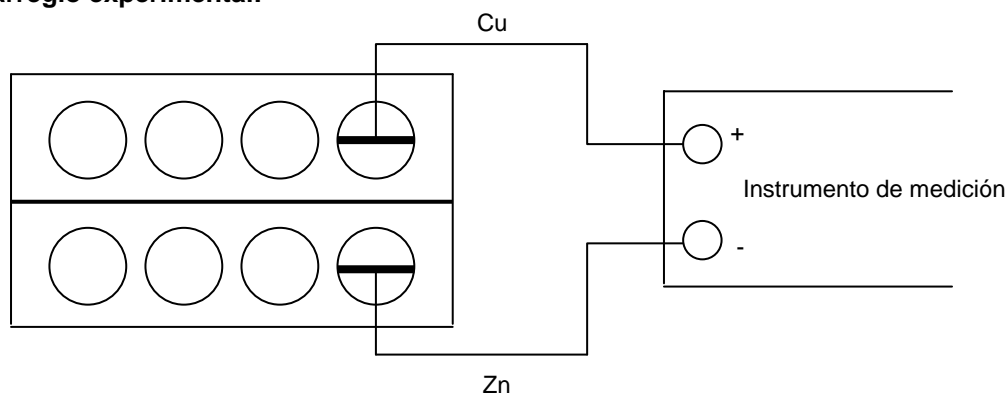
Aviso de seguridad: *Por favor, atención:* ¡Las sales de metales pesados son venenosas!

Ejecución del experimento:

1. Poner a disposición de los estudiantes las soluciones electrolíticas 0,1 molar, ya preparadas. Cada alumno necesita un máximo de 10 ml de la solución correspondiente.
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. Verter las soluciones electrolíticas, una en cada cámara, por medio de un gotero (incluido en el maletín de trabajo). Limpiar muy bien el gotero antes del llenado de la siguiente solución electrolítica.
4. Introducir los electrodos correspondientes en la solución electrolítica, $\text{CuSO}_4 / \text{Cu}$ y $\text{ZnSO}_4 / \text{Zn}$.
5. Una vez que ambas cámaras se han preparado para el experimento, tal como se ha descrito, conectar el instrumento de medición con los cables de experimentación e iniciar la medición de tensión. Si se obtiene un valor negativo, se deben permutar las conexiones de los electrodos.
6. El experimento también se puede repetir con una solución de sulfato de cobre y sulfato de zinc 1,0 molar.

Observación y evaluación:

Diagrama del arreglo experimental:



Antes de la hora de clases, el profesor debe preparar las soluciones electrolíticas en la cantidad adecuada (se ha comprobado que 1 litro es suficiente).

Cálculo de las masas para preparación de soluciones 0,1 molar:

1. 1 litro de una solución de CuSO_4 0,1 molar: mezclar con agua 24,95 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, en un matraz graduado, hasta completar un litro.
2. 1 litro de una solución de ZnSO_4 0,1 molar: mezclar con agua 28,74 g $\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, en un matraz graduado, hasta completar un litro.

Cálculo de las masas para preparación de soluciones 1,0 molar:

1. 1 litro de una solución de CuSO_4 1,0 molar: mezclar con agua 249,50 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, en un matraz graduado, hasta completar un litro.
2. 1 litro de una solución de ZnSO_4 1,0 molar: mezclar con agua 287,40 g $\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, en un matraz graduado, hasta completar 1 litro.

Al conectar el instrumento de medición a la pila de Daniell $\text{Cu} / \text{CuSO}_4 // \text{Zn} / \text{ZnSO}_4$ se puede medir una tensión que, de acuerdo con la teoría, alcanza 1,08 V para una concentración electrolítica de 0,1 mol/l. Por lo general, el resultado de medida se encuentra un poco por debajo del valor teórico y es de 1,06 V. Si en una pila de Daniell se emplea una solución 1,0 molar, se puede medir, de igual manera, una tensión de 1,06 V.

Medición de tensión de una pila de Daniell

Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Cobre (II)-sulfato-5-hidrato		22-36/38-50/53	22-60-61	Instrumento de medición
Sulfato de zinc-7-hidrato		36/38-50/53	22-25-60-61	Electrodos: 1 Cu, 1 Zn
Agua destilada		---	---	2 cables de experimentación 2 goteros

Aviso de seguridad: *Por favor, atención:* ¡Las sales de metales pesados son venenosas!

Ejecución del experimento:

1. Poner a disposición de los estudiantes las soluciones electrolíticas 0,1 molar, ya preparadas. Cada alumno necesita un máximo de 10 ml de la solución correspondiente.
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. Verter las soluciones electrolíticas, una en cada cámara, por medio de un gotero (incluido en el maletín de trabajo). Limpiar muy bien el gotero antes del llenado de la siguiente solución electrolítica.
4. Introducir los electrodos correspondientes en la solución electrolítica, $\text{CuSO}_4 / \text{Cu}$ y $\text{ZnSO}_4 / \text{Zn}$.
5. Una vez que ambas cámaras se han preparado para el experimento, tal como se ha descrito, conectar el instrumento de medición con los cables de experimentación e iniciar la medición de tensión. Si se obtiene un valor negativo, se deben permutar las conexiones de los electrodos.
6. El experimento también se puede repetir con una solución de sulfato de cobre y sulfato de zinc 1,0 molar.

Observación y evaluación:

Diagrama del arreglo experimental:

Resultados de la medición de tensión:

1. **Pila de Daniell con soluciones $\text{CuSO}_4 / \text{Cu} // \text{ZnSO}_4 / \text{Zn}$ 1,0 molar:**

V

2. **Pila de Daniell con soluciones $\text{CuSO}_4 / \text{Cu} // \text{ZnSO}_4 / \text{Zn}$ 0,1 molar:**

V

Medición de tensión en tres pilas de Daniell conectadas en paralelo

Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Cobre (II)-sulfato-5-hidrato		22-36/38-50/53	22-60-61	Instrumento de medición
Sulfato de zinc-7-hidrato		36/38-50/53	22-25-60-61	Electrodos: 3 Cu, 3 Zn
Agua destilada		---	---	6 cables de experimentación 2 goteros

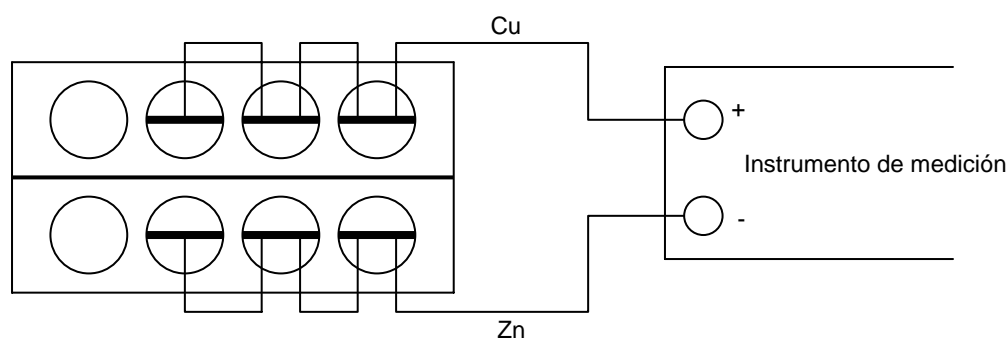
Aviso de seguridad: *Por favor, atención:* ¡Las sales de metales pesados son venenosas!

Ejecución del experimento:

1. Poner a disposición de los estudiantes las soluciones electrolíticas 0,1 molar, ya preparadas. Cada alumno necesita un máximo de 10 ml de la solución correspondiente.
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. Verter en tres cámaras, en una de las mitades del bloque de celdas, la solución de CuSO_4 0,1 molar, e introducir a continuación los electrodos de cobre.
4. Ahora, en tres cámaras de la otra mitad del bloque de celdas, verter la solución de ZnSO_4 0,1 molar, e introducir a continuación los electrodos de zinc.
5. Conectar los electrodos de cobre entre sí, y el último electrodo de cobre con el instrumento de medición, por medio de los cables de experimentación y las pinzas de toma.
6. Conectar los electrodos de zinc entre sí y con el instrumento de medición, como se describió en el punto 5.
7. Leer la tensión en el instrumento de medición.
(Si se visualiza un valor negativo en el instrumento de medición, se deben permutar los polos del mismo.)

Observación y evaluación:

Diagrama del arreglo experimental:



En la conexión en paralelo, la tensión medida en los electrodos conectados entre sí es de $\approx 1,06$ V. Por tanto, se reconoce que, al conectar en paralelo los electrodos, no se produce un incremento de tensión. Sólo fluye aquí una corriente más elevada, la cual se puede medir con un multímetro.

Antes de la hora de clases, el profesor debe preparar las soluciones electrolíticas en la cantidad adecuada (se ha comprobado que 1 litro es suficiente).

Cálculo de las masas para preparación de soluciones 0,1 molar:

1. 1 litro de una solución de CuSO_4 0,1 molar: mezclar con agua 24,95 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, en un matraz graduado, hasta completar un litro.
2. 1 litro de una solución de ZnSO_4 0,1 molar: mezclar con agua 28,74 g $\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, en un matraz graduado, hasta completar 1 litro.

Medición de tensión en tres pilas de Daniell conectadas en paralelo

Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Cobre (II)-sulfato-5-hidrato		22-36/38-50/53	22-60-61	Instrumento de medición
Sulfato de zinc-7-hidrato		36/38-50/53	22-25-60-61	Electrodos: 3 Cu, 3 Zn
Agua destilada		---	---	6 cables de experimentación 2 goteros

Aviso de seguridad: *Por favor, atención:* ¡Las sales de metales pesados son venenosas!

Ejecución del experimento:

1. Poner a disposición de los estudiantes las soluciones electrolíticas 0,1 molar, ya preparadas. Cada alumno necesita un máximo de 10 ml de la solución correspondiente.
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. Verter en tres cámaras, en una de las mitades del bloque de celdas, la solución de CuSO_4 0,1 molar, e introducir a continuación los electrodos de cobre.
4. Ahora, en tres cámaras de la otra mitad del bloque de celdas, verter la solución de ZnSO_4 0,1 molar, e introducir a continuación los electrodos de zinc.
5. Conectar los electrodos de cobre entre sí, y el último electrodo de cobre con el instrumento de medición, por medio de los cables de experimentación y las pinzas de toma.
6. Conectar los electrodos de zinc entre sí y con el instrumento de medición, como se describió en el punto 5.
7. Leer la tensión en el instrumento de medición.
(Si se visualiza un valor negativo en el instrumento de medición, se deben permutar los polos del mismo.)

Observación y evaluación:

Diagrama del arreglo experimental:

Resultados de la medición de tensión:

Medición de tensión en tres pilas de Daniell conectadas en serie

Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Cobre (II)-sulfato-5-hidrato		22-36/38-50/53	22-60-61	Instrumento de medición
Sulfato de zinc-7-hidrato		36/38-50/53	22-25-60-61	Electrodos: 3 Cu, 3 Zn
Agua destilada		---	---	4 cables de experimentación 2 goteros

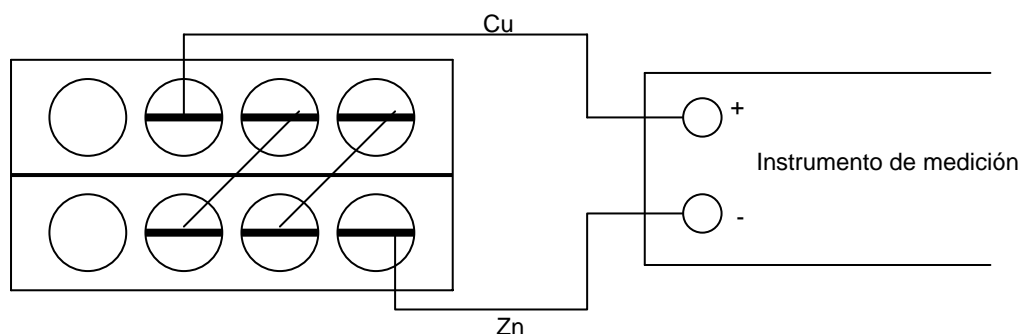
Aviso de seguridad: *Por favor, atención: ¡Las sales de metales pesados son venenosas!*

Ejecución del experimento:

1. Poner a disposición de los estudiantes las soluciones electrolíticas 0,1 molar, ya preparadas. Cada alumno necesita un máximo de 10 ml de la solución correspondiente.
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. Verter en tres cámaras, en una de las mitades del bloque de celdas, la solución de CuSO_4 0,1 molar, e introducir a continuación los electrodos de cobre.
4. Ahora, en tres cámaras de la otra mitad del bloque de celdas, verter la solución de ZnSO_4 0,1 molar, e introducir a continuación los electrodos de zinc.
5. Conectar por medio de los cables de experimentación y las pinzas de toma, respectivamente, dos electrodos de cobre con dos electrodos de zinc, y el primer electrodo de cobre así como el último de zinc al instrumento de medición.
6. Leer la tensión en el instrumento de medición.
(Si se visualiza un valor negativo en el instrumento de medición, se deben permutar los polos del mismo.)

Observación y evaluación:

Diagrama del arreglo experimental:



En la conexión en serie, la tensión medida en los tres electrodos conectados entre sí es de aprox. 3,18 V. Por tanto, se reconoce que, al conectar los electrodos en serie, se produce un incremento de tensión correspondiente a la cantidad de elementos conectados entre sí. No obstante, aquí no fluye una corriente más elevada. Si se debe elevar el valor de una tensión, esto se puede conseguir por medio de una conexión en serie.

Antes de la hora de clases, el profesor debe preparar las soluciones electrolíticas en la cantidad adecuada (se ha comprobado que 1 litro es suficiente).

Cálculo de las masas para preparación de soluciones 0,1 molar:

1. 1 litro de una solución de CuSO_4 0,1 molar: mezclar con agua 24,95 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, en un matraz graduado, hasta completar un litro.
2. 1 litro de una solución de ZnSO_4 0,1 molar: mezclar con agua 28,74 g $\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, en un matraz graduado, hasta completar 1 litro.

Medición de tensión en tres pilas de Daniell conectadas en serie

Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Cobre (II)-sulfato-5-hidrato		22-36/38-50/53	22-60-61	Instrumento de medición
Sulfato de zinc-7-hidrato		36/38-50/53	22-25-60-61	Electrodos: 3 Cu, 3 Zn
Agua destilada		---	---	4 cables de experimentación 2 goteros

Aviso de seguridad: *Por favor, atención:* **¡Las sales de metales pesados son venenosas!**

Ejecución del experimento:

1. Poner a disposición de los estudiantes las soluciones electrolíticas 0,1 molar, ya preparadas. Cada alumno necesita un máximo de 10 ml de la solución correspondiente.
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. Verter en tres cámaras, en una de las mitades del bloque de celdas, la solución de CuSO_4 0,1 molar, e introducir a continuación los electrodos de cobre.
4. Ahora, en tres cámaras de la otra mitad del bloque de celdas, verter la solución de ZnSO_4 0,1 molar, e introducir a continuación los electrodos de zinc.
5. Conectar por medio de los cables de experimentación y las pinzas de toma, respectivamente, dos electrodos de cobre con dos electrodos de zinc, y el primer electrodo de cobre así como el último de zinc al instrumento de medición.
6. Leer la tensión en el instrumento de medición.
(Si se visualiza un valor negativo en el instrumento de medición, se deben permutar los polos del mismo.)

Observación y evaluación:

Diagrama del arreglo experimental:

Resultados de la medición de tensión:

Medición del potencial estándar de algunos metales

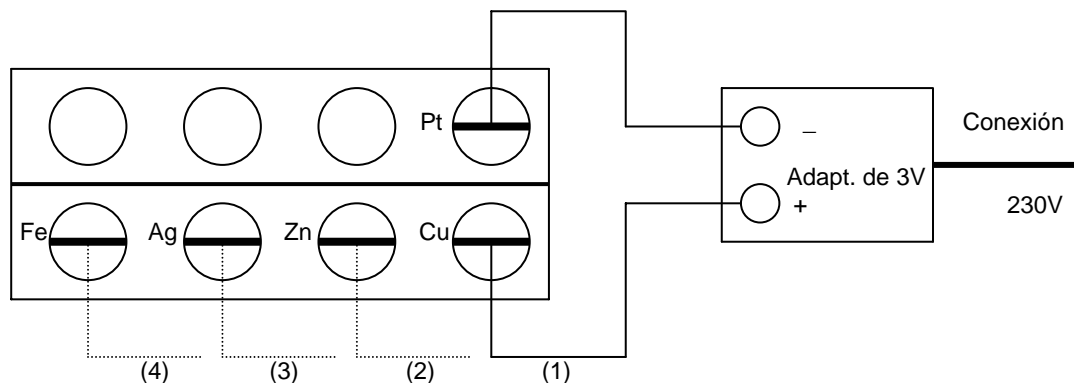
Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Cobre (II)-sulfato-5-hidrato		22-36/38-50/53	22-60-61	Instrumento de medición Electrodos: 1 Cu, 1 Zn, 1 Ag, 1 Fe, 1 electrodo reticular de Pt
Sulfato de zinc-7-hidrato		36/38-50/53	22-25-60-61	2 cables de experimentación
Nitrato de plata		34-50/53	26-45-60-61	1 fuente de alimentación
Hierro (II)-sulfato-7-hidrato		22-36/38	24/25	2 goteros
Ácido clorhídrico 1 mol / l		36/37/38	26	1 adaptador de 3V
Agua destilada		---	---	

Aviso de seguridad: *Por favor, atención:* ¡Las sales de metales pesados son venenosas! ¡El ácido clorhídrico es corrosivo!

Ejecución del experimento:

1. Poner a disposición de los estudiantes las soluciones electrolíticas 1,0 molar, ya preparadas. Cada alumno necesita un máximo de 10 ml de la solución correspondiente.
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. Por medio del gotero, en una cámara del bloque de celdas se vierte el ácido clorhídrico 1 molar, y se introduce el electrodo reticular de platino en esta cámara.
4. En una segunda cámara (frente al electrodo reticular de platino) se vierte una solución de CuSO_4 1 molar, y se introduce el electrodo de cobre.
5. Para formar el electrodo de hidrógeno normal, se conecta ahora el adaptador de 3V con la fuente de alimentación. Con un cable de experimentación, se conecta al polo negativo del adaptador de 3V el electrodo reticular de platino y al positivo el electrodo de cobre. Conectar la fuente de alimentación a la red y electrolizar la retícula de platino durante un tiempo aproximado de 30 s. En la retícula de platino se forma hidrógeno, el cual rodea dicha retícula.
6. A continuación se cambia el adaptador de 3V por el instrumento de medición, con lo cual se puede leer la tensión.
7. Se realiza el experimento, de manera análoga con los otros metales, tal como se describe en los puntos 4 a 6, tomando en cuenta que se debe utilizar la correspondiente solución electrolítica para los metales individuales ($\text{AgNO}_3 / \text{Ag}$, $\text{ZnSO}_4 / \text{Zn}$ y $\text{FeSO}_4 / \text{Fe}$).

Observación y evaluación:



El potencial estándar medido para los pares redox es:

(1) $\text{Cu} / \text{Cu}^{2+} = + 0,34 \text{ V}$, (2) $\text{Zn} / \text{Zn}^{2+} = - 0,76 \text{ V}$, (3) $\text{Ag} / \text{Ag}^+ = + 0,80 \text{ V}$, (4) $\text{Fe} / \text{Fe}^{2+} = - 0,44 \text{ V}$

Cálculo de las masas para preparación de 1 litro de soluciones 1 molar:

1. Para la solución de CuSO_4 se necesitan 249,50 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$.
2. Para la solución de ZnSO_4 se necesitan 287,40 g $\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$.
3. Para la solución de AgNO_3 se necesitan 169,88 g AgNO_3 .
4. Para la solución de FeSO_4 se necesitan 277,91 g $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$.

Medición del potencial estándar de algunos metales

Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Cobre (II)-sulfato-5-hidrato		22-36/38-50/53	22-60-61	Instrumento de medición Electrodos: 1 Cu, 1 Zn, 1 Ag, 1 Fe, 1 electrodo reticular de Pt
Sulfato de zinc-7-hidrato		36/38-50/53	22-25-60-61	2 cables de experimentación
Nitrato de plata		34-50/53	26-45-60-61	1 fuente de alimentación
Hierro (II)-sulfato-7-hidrato		22-36/38	24/25	2 goteros
Ácido clorhídrico 1 mol / l		36/37/38	26	1 adaptador de 3V
Agua destilada		---	---	

Aviso de seguridad: *Por favor, atención:* ¡Las sales de metales pesados son venenosas! ¡El ácido clorhídrico es corrosivo!

Ejecución del experimento:

1. Poner a disposición de los estudiantes las soluciones electrolíticas 1,0 molar, ya preparadas. Cada alumno necesita un máximo de 10 ml de la solución correspondiente.
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. Por medio del gotero, en una cámara del bloque de celdas se vierte el ácido clorhídrico 1 molar, y se introduce el electrodo reticular de platino en esta cámara.
4. En una segunda cámara (frente al electrodo reticular de platino) se vierte una solución de CuSO_4 1 molar, y se introduce el electrodo de cobre.
5. Para formar el electrodo de hidrógeno normal, se conecta ahora el adaptador de 3V con la fuente de alimentación. Con un cable de experimentación, se conecta al polo negativo del adaptador de 3V el electrodo reticular de platino y al positivo el electrodo de cobre. Conectar la fuente de alimentación a la red y electrolizar la retícula de platino durante un tiempo aproximado de 30 s. En la retícula de platino se forma hidrógeno, el cual rodea dicha retícula.
6. A continuación se cambia el adaptador de 3V por el instrumento de medición, con lo cual se puede leer la tensión.
7. Se realiza el experimento, de manera análoga con los otros metales, tal como se describe en los puntos 4 a 6, tomando en cuenta que se debe utilizar la correspondiente solución electrolítica para los metales individuales ($\text{AgNO}_3 / \text{Ag}$, $\text{ZnSO}_4 / \text{Zn}$ y $\text{FeSO}_4 / \text{Fe}$).

Observación y evaluación:

Diagrama del arreglo experimental:

Resultados de la medición de tensión:

Cu / Cu²⁺ _____ V

Zn / Zn²⁺ _____ V

Ag / Ag⁺ _____ V

Fe / Fe²⁺ _____ V

Medición del potencial estándar de algunos no metales

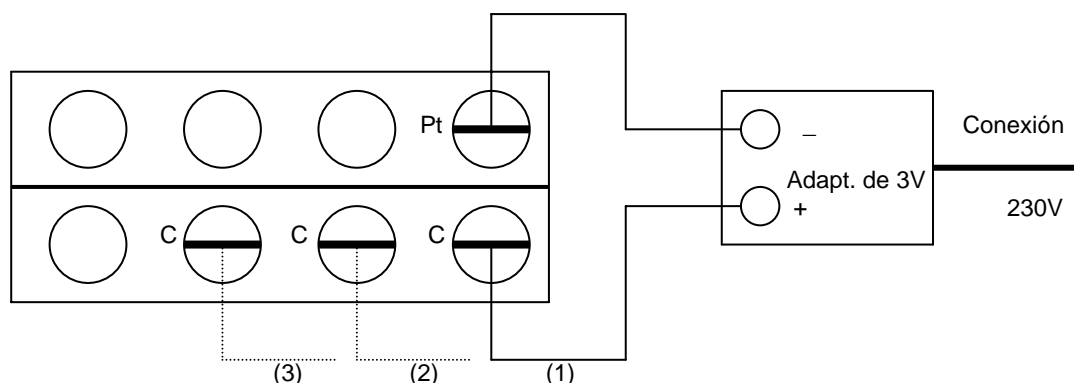
Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Cloruro de sodio		---	---	Instrumento de medición
Bromuro potásico		---	---	Electrodos: 2 C, 1 electrodo reticular de Pt
Yoduro de potasio		---	---	2 cables de experimentación
Ácido clorhídrico 1 mol / l	☒	36/37/38	26	1 fuente de alimentación
Agua destilada		---	---	2 goteros
				1 adaptador de 3V

Aviso de seguridad: Por favor, atención: ¡El ácido clorhídrico es corrosivo!

Ejecución del experimento:

1. Poner a disposición de los estudiantes las soluciones electrolíticas 1,0 molar, ya preparadas. Cada alumno necesita un máximo de 10 ml de la solución correspondiente.
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. Por medio del gotero, en una cámara del bloque de celdas se vierte el ácido clorhídrico 1 molar, y se introduce el electrodo reticular de platino en esta cámara.
4. En una segunda cámara (frente al electrodo reticular de platino) se vierte una solución de NaCl 1 molar, y se introduce el electrodo de carbón en esta solución.
5. Para formar el electrodo de hidrógeno normal, se conecta ahora el adaptador de 3V con la fuente de alimentación. Con un cable de experimentación, se conecta al polo negativo del adaptador de 3V el electrodo reticular de platino y al positivo el electrodo de carbón. Conectar la fuente de alimentación a la red y electrolizar la retícula de platino durante un tiempo aproximado de 30 s. En la retícula de platino se forma hidrógeno, el cual rodea dicha retícula.
6. A continuación se cambia el adaptador de 3V por el instrumento de medición y se puede leer la tensión entre Cl^- / Cl_2 .
7. El experimento se realiza de manera análoga con los otros no metales, como se describe en los puntos 4 a 6, sumergiendo el electrodo de carbón en una solución de bromuro de potasio y luego en una de yoduro de potasio para poder determinar los potenciales Br^- / Br_2 y I^- / I_2 .

Observación y evaluación:




El potencial estándar medido para los pares redox es:
 (1) $Cl^- / Cl_2 = + 1,35 V$, (2) $Br^- / Br_2 = + 1,06 V$, (3) $I^- / I_2 = + 0,54 V$

Cálculo de las masas para preparación de 1 litro de soluciones 1 molar:

1. Para la solución de NaCl se necesitan 58,44 g NaCl .
2. Para la solución de KBr se necesitan 119,01 g KBr .
3. Para la solución de KI se necesitan 166,00 g KI .

Medición del potencial estándar de algunos no metales

Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Cloruro de sodio		---	---	Instrumento de medición
Bromuro potásico		---	---	Electrodos: 2 C, 1 electrodo reticular de Pt
Yoduro de potasio		---	---	2 cables de experimentación
Ácido clorhídrico 1 mol / l		36/37/38	26	1 fuente de alimentación 2 goteros
Agua destilada		---	---	1 adaptador de 3V

Aviso de seguridad: *Por favor, atención:* ¡El ácido clorhídrico es corrosivo!

Ejecución del experimento:

1. Poner a disposición de los estudiantes las soluciones electrolíticas 1,0 molar, ya preparadas. Cada alumno necesita un máximo de 10 ml de la solución correspondiente.
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. Por medio del gotero, en una cámara del bloque de celdas se vierte el ácido clorhídrico 1 molar, y se introduce el electrodo reticular de platino en esta cámara.
4. En una segunda cámara (frente al electrodo reticular de platino) se vierte una solución de NaCl 1 molar, y se introduce el electrodo de carbón en esta solución.
5. Para formar el electrodo de hidrógeno normal, se conecta ahora el adaptador de 3V con la fuente de alimentación. Con un cable de experimentación, se conecta al polo negativo del adaptador de 3V el electrodo reticular de platino y al positivo el electrodo de carbón. Conectar la fuente de alimentación a la red y electrolizar la retícula de platino durante un tiempo aproximado de 30 s. En la retícula de platino se forma hidrógeno, el cual rodea dicha retícula.
6. A continuación se cambia el adaptador de 3V por el instrumento de medición y se puede leer la tensión entre $\text{Cl}^- / \text{Cl}_2$.
7. El experimento se realiza de manera análoga con los otros no metales, como se describe en los puntos 4 a 6, sumergiendo el electrodo de carbón en una solución de bromuro de potasio y luego en una de yoduro de potasio para poder determinar los potenciales $\text{Br}^- / \text{Br}_2$ y I^- / I_2 .

Observación y evaluación:

Diagrama del arreglo experimental:

Resultados de la medición de tensión:

$\text{Cl}^- / \text{Cl}_2$ _____ V

$\text{Br}^- / \text{Br}_2$ _____ V

I^- / I_2 _____ V

Medición de la tensión de una pila de Leclanché

Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Polvo de grafito		---	---	Instrumento de medición
Manganeso (IV)-óxido		20/22	25	Electrodos: 1 Cu, 1 Zn
Cloruro de amonio		22-36	22	2 cables de experimentación
Agua destilada		---	---	1 vaso de precipitados de plástico 2 goteros

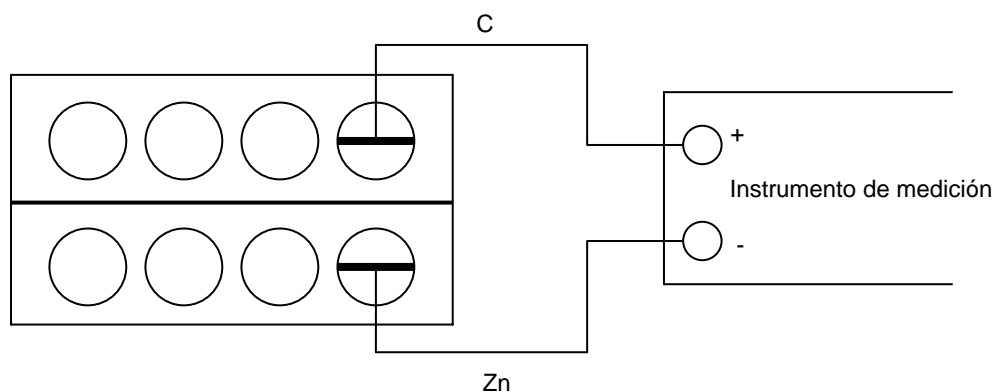
Aviso de seguridad: ¡Tenga cuidado al manipular elementos químicos!

Ejecución del experimento:

1. Para la pila de Leclanché se necesita una solución de cloruro de amonio al 20% y una pasta de despolarización. Éstas se pondrán a disposición de los alumnos.
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. Verter en una cámara la solución de cloruro de amonio al 20%, e insertar en ella los electrodos de zinc. Llenar la cámara que se encuentre enfrente con la pasta de despolarización conformada por polvo de grafito, manganeso(IV)-óxido (pirosulita) y la solución de cloruro de amonio, e introducir los electrodos de carbón. La sustancia de despolarización tiene la tarea de evitar la formación de hidrógeno en los electrodos de carbón.
4. Por medio de las pinzas de toma y 2 cables de experimentación, conectar ambos electrodos con el instrumento de medición, y medir la tensión suministrada por la pila de Leclanché.

Observación y evaluación:

Las baterías cobran importancia en los lugares en donde no se dispone de corriente eléctrica. Las baterías son elementos o pilas galvánicas capaces de convertir directamente la energía química en energía eléctrica. La batería seca (pila de Leclanché) es un elemento galvánico de importante significado económico. Suministra una tensión que se sitúa entre 1,3V y 1,4V, lo cual se puede leer en el instrumento de medición.



Cálculo de la masa de NH_4Cl , necesaria para la preparación de 1 litro de solución al 20%:



Tarar en una balanza el vaso de precipitados a 0,0 g. Verter 200 g de NH_4Cl en el vaso de precipitados y agregar agua hasta que la balanza indique un peso de 1000 g. De esta manera se ha preparado una solución al 20%.

Preparación de la sustancia de despolarización para aprox. 30 estudiantes:

Se mezcla muy bien 45 g de polvo de grafito con 225 g de manganeso(IV)-óxido y 225 ml de la solución de cloruro de amonio al 20%. La pasta resultante no se debe almacenar por un periodo de tiempo superior a un día.

Tras el uso, verter en el recipiente de eliminación de sustancias inorgánicas.

Medición de la tensión de una pila de Leclanché

Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Polvo de grafito		---	---	Instrumento de medición
Manganeso (IV)-óxido		20/22	25	Electrodos: 1 Cu, 1 Zn
Cloruro de amonio		22-36	22	2 cables de experimentación
Agua destilada		---	---	1 vaso de precipitados de plástico 2 goteros

Aviso de seguridad: ¡Tenga cuidado al manipular elementos químicos!

Ejecución del experimento:

1. Para la pila de Leclanché se necesita una solución de cloruro de amonio al 20% y una pasta de despolarización. Éstas se pondrán a disposición de los alumnos.
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. Verter en una cámara la solución de cloruro de amonio al 20%, e insertar en ella los electrodos de zinc. Llenar la cámara que se encuentra enfrente con la pasta de despolarización conformada por polvo de grafito, manganeso(IV)-óxido (pirosulita) y la solución de cloruro de amonio, e insertar el electrodo de carbón. La sustancia de despolarización tiene la tarea de evitar la formación de hidrógeno en los electrodos de carbón
4. Por medio de las pinzas de toma y 2 cables de experimentación, conectar ambos electrodos con el instrumento de medición, y medir la tensión entregada por la pila de Leclanché.


Observación y evaluación:

Diagrama del arreglo experimental:

Resultados de la medición de tensión:

La pila de Leclanché suministra una tensión de _____ V.

Medición de tensión con diferente concentración de soluciones electrolíticas

Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Nitrato de plata		34-50/53	26-45-60-61	Instrumento de medición
Agua destilada		---	---	Electrodos: 2 Ag 2 cables de experimentación 2 goteros

Aviso de seguridad: ¡Tenga cuidado al manipular nitrato de plata! ¡El nitrato de plata es corrosivo!

Ejecución del experimento:

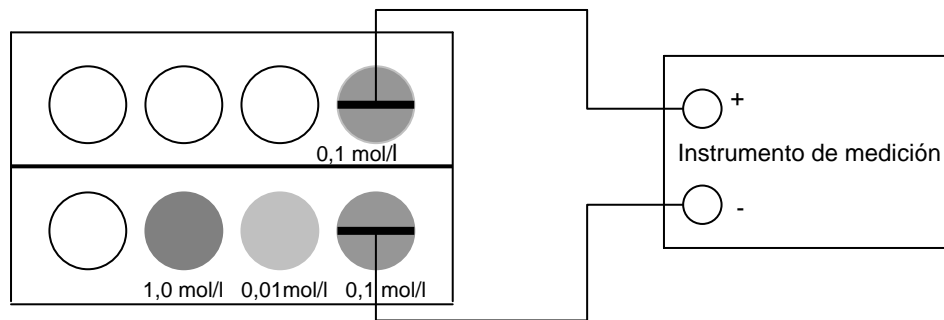
1. Poner a disposición de los estudiantes las soluciones de nitrato de plata con diferentes concentraciones.
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. En dos cámaras del bloque de celdas, que se encuentren frente a frente, verter la solución de nitrato de plata 0,1 molar, e insertar en cada una un electrodo de plata.
4. En otras dos cámaras se vierten las soluciones de nitrato de plata 1 molar y 0,01 molar.
5. Primeramente se mide la tensión de la pila galvánica Ag / AgNO₃ (0,1 mol/l) // Ag / AgNO₃ (0,1 mol/l). Para ello se conectan ambos electrodos de plata al instrumento de medición.
6. Se retira uno de los electrodos de plata de la solución de nitrato de plata 0,1 mol/l, se lo enjuaga bien con agua y se introduce en la solución de nitrato de plata 1 molar. La tensión de la pila galvánica Ag / AgNO₃ (0,1 mol/l) // Ag / AgNO₃ (1,0 mol/l) se puede leer en el instrumento de medición.
7. Se retira uno de los electrodos de plata de la solución de nitrato de plata 1 molar, se lo enjuaga nuevamente bien con agua y se introduce en la solución de nitrato de plata 0,01 molar. La tensión de la pila galvánica Ag / AgNO₃ (0,1 mol/l) // Ag / AgNO₃ (0,01 mol/l) se puede leer en el instrumento de medición.
8. En otro experimento, se retira el electrodo de plata de la solución de nitrato de plata 0,1 molar, se lo enjuaga bien con agua y se introduce en la solución de nitrato de plata 1,0 molar. La tensión de la pila galvánica Ag / AgNO₃ (1,0 mol/l) // Ag / AgNO₃ (0,01 mol/l) se puede leer en el instrumento de medición.

Observación y evaluación:

Elemento galvánico	Tensión medida
Ag / AgNO ₃ (0,1 mol/l) // Ag / AgNO ₃ (0,1 mol/l)	--
Ag / AgNO ₃ (0,1 mol/l) // Ag / AgNO ₃ (1,0 mol/l)	0,058 V
Ag / AgNO ₃ (0,1 mol/l) // Ag / AgNO ₃ (0,01 mol/l)	0,058 V
Ag / AgNO ₃ (1,0 mol/l) // Ag / AgNO ₃ (0,01 mol/l)	0,116 V

No es posible realizar una medición de tensión en cadenas con idéntica concentración de electrolitos. Para una medición de tensión, las concentraciones de electrolitos deben diferenciarse. Si entre las concentraciones de electrolitos se encuentra presente una diferencia elevada a la décima potencia, el resultado de la medición de tensión será de 0,058V, independientemente de si la medición se realiza entre 1,0 mol/l y 0,1 mol/l, o entre 0,1 mol/l y 0,01 mol/l. Cada vez que se aumenta el valor a la décima potencia, la tensión medida se incrementa en 0,058V. Debido a la difusión de la solución electrolítica concentrada, en el diafragma de papel, en las semiceldas, las concentraciones se asemejan cada vez más, de manera que con el paso del tiempo la diferencia de potencial disminuye.


En la solución de nitrato de plata concentrada, los iones de plata se reducen a plata y, en la solución diluida, la plata se diluye y aparecen iones de plata. Por tanto, en la solución concentrada de nitrato de plata, el electrodo de plata es el cátodo (polo positivo) y en la solución diluida es el ánodo (polo negativo).



Preparación de 1 litro de la solución requerida:

1. Para preparar la solución de AgNO_3 1 molar se debe disolver 169,8 g AgNO_3 en un litro de agua
2. Para preparar la solución de AgNO_3 0,1 molar se debe disolver 16,98 g AgNO_3 en un litro de agua
3. Para preparar la solución de AgNO_3 0,01 molar se debe disolver 1,69 g AgNO_3 en un litro de agua

Medición de tensión con diferente concentración de soluciones electrolíticas

Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Nitrato de plata		34-50/53	26-45-60-61	Instrumento de medición
Agua destilada		---	---	Electrodos: 2 Ag 2 cables de experimentación 2 goteros

Aviso de seguridad: ¡Tenga cuidado al manipular nitrato de plata! ¡El nitrato de plata es corrosivo!

Ejecución del experimento:

1. Poner a disposición de los estudiantes las soluciones de nitrato de plata con diferentes concentraciones.
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. En dos cámaras del bloque de celdas, que se encuentren frente a frente, verter la solución de nitrato de plata 0,1 molar, e insertar en cada una un electrodo de plata.
4. En otras dos cámaras se vierten las soluciones de nitrato de plata 1 molar y 0,01 molar.
5. Primeramente se mide la tensión de la pila galvánica Ag / AgNO₃ (0,1 mol/l) // Ag / AgNO₃ (0,1 mol/l). Para ello se conectan ambos electrodos de plata al instrumento de medición.
6. Se retira uno de los electrodos de plata de la solución de nitrato de plata 0,1 mol/l, se lo enjuaga bien con agua y se introduce en la solución de nitrato de plata 1 molar. La tensión de la pila galvánica Ag / AgNO₃ (0,1 mol/l) // Ag / AgNO₃ (1,0 mol/l) se puede leer en el instrumento de medición.
7. A continuación se retira el electrodo de plata de la solución de nitrato de plata 1 molar, se lo vuelve a enjuagar bien con agua y se introduce en la solución de nitrato de plata 0,01 molar. La tensión de la pila galvánica Ag / AgNO₃ (0,1 mol/l) // Ag / AgNO₃ (0,01 mol/l) se puede leer en el instrumento de medición.
8. En otro experimento, se retira el electrodo de plata de la solución de nitrato de plata 0,1 molar, se lo enjuaga bien con agua y se introduce en la solución de nitrato de plata 1,0 molar. La tensión de la pila galvánica Ag / AgNO₃ (1,0 mol/l) // Ag / AgNO₃ (0,01 mol/l) se puede leer en el instrumento de medición.


Observación y evaluación:

Diagrama del arreglo experimental:

Resultados de la medición de tensión:

Elemento galvánico	Tensión medida
Ag / AgNO ₃ (0,1 mol/l) // Ag / AgNO ₃ (0,1 mol/l)	
Ag / AgNO ₃ (0,1 mol/l) // Ag / AgNO ₃ (1,0 mol/l)	
Ag / AgNO ₃ (0,1 mol/l) // Ag / AgNO ₃ (0,01 mol/l)	
Ag / AgNO ₃ (1,0 mol/l) // Ag / AgNO ₃ (0,01 mol/l)	

Medición de tensión con diferentes temperaturas de las soluciones electrolíticas

Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Nitrato de plata		34-50/53	26-45-60-61	Instrumento de medición
Agua destilada		---	---	Electrodos: 2 Ag 2 cables de experimentación 1 vaso de precipitados 1 mechero 1 termómetro 2 goteros

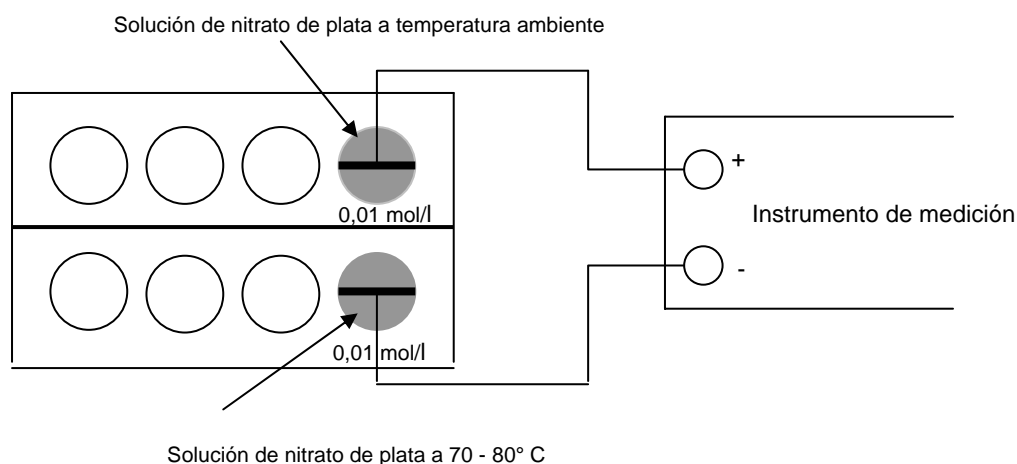
Aviso de seguridad: ¡Tenga cuidado al manipular nitrato de plata! ¡El nitrato de plata es corrosivo!

Ejecución del experimento:

1. Poner a disposición de los estudiantes la solución de nitrato de plata 0,01 molar.
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. Calentar entre aproximadamente 70 °C y 80 °C, en un vaso de precipitados, aprox. 15 ml de solución de nitrato de plata 0,01 molar.
4. Verter en una cámara del bloque de celdas solución de nitrato de plata 0,01 molar a temperatura ambiente y, en la cámara que se encuentre frente a ésta, la solución calentada.
5. Introducir en cada una de las soluciones electrolíticas un electrodo de plata, y conectarlos con el instrumento de medición para proceder a leer la tensión.

Observación y evaluación:

Por el contrario de la observación realizada, de que con una concentración de igual valor no se puede medir la tensión, aquí se observa que, debido a las temperaturas diferentes de la solución electrolítica con igual concentración, sí es perfectamente posible medir una tensión. Esto significa que la diferencia de temperatura de las soluciones electrolíticas puede ejercer una influencia sobre el potencial (teóricamente, aprox. 2 mV / 10K). En el experimento se mide una tensión aproximada de 20 mV, la misma que desciende progresivamente debido a la compensación de temperatura presente y que alcanza el valor de 0 V cuando la temperatura se ha compensado por completo.



Preparación de 1 litro de la solución electrolítica:

Para preparar la solución de nitrato de plata 0,01 molar se debe disolver 1,69 g AgNO₃ en un litro de agua

Medición de tensión con diferentes temperaturas de las soluciones electrolíticas

Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Nitrato de plata		34-50/53	26-45-60-61	Instrumento de medición
Agua destilada		---	---	Electrodos: 2 Ag 2 cables de experimentación 1 vaso de precipitados 1 mechero 1 termómetro 2 goteros

Aviso de seguridad: ¡Tenga cuidado al manipular nitrato de plata! ¡El nitrato de plata es corrosivo!

Ejecución del experimento:


1. Poner a disposición de los estudiantes la solución de nitrato de plata 0,1 molar.
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. Calentar entre aproximadamente 70 °C y 80 °C, en un vaso de precipitados, aprox. 15 ml de solución de nitrato de plata 0,1 molar.
4. Verter en una cámara del bloque de celdas las solución de nitrato de plata 0,1 molar y en la cámara que se encuentre frente a ésta verter la solución calentada.
5. Introducir en cada una de las soluciones electrolíticas un electrodo de plata, y conectarlos con el instrumento de medición para proceder a leer la tensión.

Observación y evaluación:

Diagrama del arreglo experimental:

Observación realizada durante el experimento:

Montaje, carga y descarga de un acumulador de acero

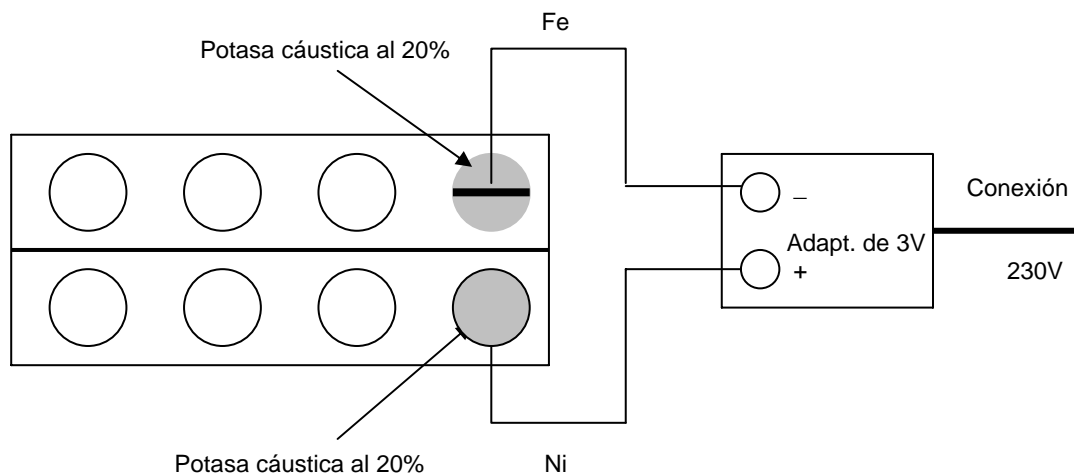
Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Potasa cáustica, aprox. al 20% (≈ 4 molar) Agua destilada		22-35 ---	26-36/37/39-45 ---	Instrumento de medición Electrodos: 1 Ni, 1 Fe 2 cables de experimentación 2 goteros

Aviso de seguridad: ¡Tenga cuidado al manipular la potasa cáustica! ¡Utilice gafas de protección!

Ejecución del experimento:

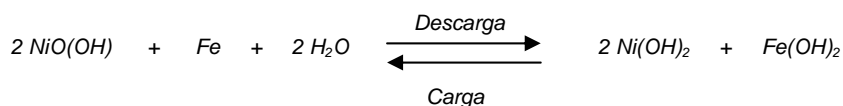
1. Poner a disposición de los estudiantes la potasa cáustica necesaria, en la concentración correspondiente (20%)
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. Verter la potasa cáustica al 20% en dos cámaras de las semiceldas que se encuentren frente a frente.
4. Introducir en una cámara un electrodo de hierro y en la otra el electrodo de níquel.
5. Para suministrar la carga, conectar el adaptador de 3V tomando en cuenta que el electrodo de níquel se conecte al polo positivo y el de hierro al negativo.
6. Una vez que se haya conectado la fuente de alimentación al adaptador de 3V, conectar la fuente de alimentación a la red y dejar que el acumulador se cargue por aproximadamente 10 minutos.
7. Reemplazar el adaptador de 3V por el instrumento de medición y leer la tensión suministrada por el acumulador.

Observación y evaluación:



Leer y anotar la tensión indicada por el instrumento de medición. La tensión de bornes sin carga es aprox. 1,3 V. Se puede observar, que si el instrumento de medición permanece conectado largo tiempo, la tensión decrece muy rápidamente, dado que la capacitancia de esta batería, conocida como acumulador de Edison, es muy baja.

En el acumulador de Edison tienen lugar los siguientes procesos químicos:



Montaje, carga y descarga de un acumulador de acero

Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Potasa cáustica, aprox. al 20% (≈ 4 molar) Agua destilada		22-35 ---	26-36/37/39-45 ---	Instrumento de medición Electrodos: 1 Ni, 1 Fe 2 cables de experimentación 2 goteros

Aviso de seguridad: ¡Tenga cuidado al manipular la potasa cáustica! ¡Utilice gafas de protección!



Ejecución del experimento:

1. Poner a disposición de los estudiantes la potasa cáustica necesaria, en la concentración correspondiente (20%)
2. Montar el bloque de celdas tal como se describió anteriormente.
3. Verter la potasa cáustica al 20% en dos cámaras de las semiceldas que se encuentren frente a frente.
4. Introducir en una cámara un electrodo de hierro y en la otra el electrodo de níquel.
5. Para la carga, conectar el adaptador de 3V tomando en cuenta que el electrodo de níquel se conecte al polo positivo y el de hierro al negativo.
6. Una vez que se haya conectado la fuente de alimentación al adaptador de 3V, conectar la fuente de alimentación a la red y dejar que el acumulador se cargue por aproximadamente 10 minutos.
7. Reemplazar el adaptador de 3V por el instrumento de medición y leer la tensión suministrada por el acumulador.

Observación y evaluación:

Diagrama del arreglo experimental:

Observación del experimento:

Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Solución tope 4 ó 7		---	---	Instrumento de medición
Ácido clorhídrico		36/37/38	26	Electrodos: electrodo combinado de medición de pH
Sosa cáustica		34	26-36/37/39-45	
Solución de cloruro de sodio		---	---	
Solución de acetato de sodio		---	---	

Aviso de seguridad: ¡Cuidado al manipular ácidos y lejías! ¡Utilice gafas de protección!

En el maletín de trabajo de electroquímica se encuentra un electrodo combinado de medición de pH. Con este electrodo combinado, además de determinar los valores de pH de las soluciones electrolíticas empleadas, se puede realizar la medición de pH.

El instrumento de medición posee una calibración de un punto y muestra muy buenos valores de medida. Dado que el instrumento de medición funciona alimentado por batería, la medición de pH también se puede llevar a cabo, sin problema alguno, fuera del salón de clases, por ejemplo, en aguas estancadas.

Ejecución del experimento:

1. Tomar el electrodo combinado de medición de pH del maletín de trabajo y conectarlo al terminal de pH de la parte inferior del instrumento de medición.
2. En la parte frontal del instrumento de medición, variar el rango de medición galvánica a medición de pH.
3. Sacar ahora el electrodo combinado de la botella de almacenamiento y lavarlo con agua destilada.
4. Sumergir el electrodo combinado de medición en la solución tope, esperar un momento y regular el control de punto cero hasta que se visualice el valor de la solución tope. A partir de ahora no se debe realizar ninguna otra modificación en este regulador.
5. Sumergir ahora, progresivamente, el electrodo combinado en la solución preparada y leer en el instrumento de medición los respectivos valores de pH. Tras cada medición se debe limpiar cuidadosamente el electrodo combinado; ¡al hacerlo, se debe tener cuidado de no dañar la cabeza de vidrio!

Observación y evaluación:

Se determina el valor pH para poder establecer el grado de propiedades ácidas o alcalinas de los fluidos. El valor pH se puede obtener por medio de indicadores, procedimiento por el cual éstos cambian su color al entrar en contacto con un ácido o fluido base; o también, con una gran exactitud, por medio de la indicación digital de un instrumento de medición, obtenida gracias a un electrodo combinado de medición de pH. El valor pH obtenido por medio de un electrodo de medición es muy preciso puesto que indica incluso los valores decimales. El valor pH es el resultado de la concentración de iones de H_3O^+ presentes en una solución.



La escala se inicia con pH 0 y finaliza con pH 14.

pH 0 – 6 = ácido
 pH 7 = neutral
 pH 8 – 14 = base

Resultados del experimento:

Los valores pH obtenidos se diferencian de acuerdo con la concentración empleada para las soluciones que se analizan. Por tanto, aquí no se pueden indicar resultados generales de la medición de pH. Utilice una tabla de valores y anote en ella los valores pH obtenidos por los alumnos con las distintas soluciones examinadas.

Solución examinada	Valor pH medido
Ácido clorhídrico	
Sosa cáustica	
Solución de cloruro de sodio	
Solución de acetato de sodio	

Químicos	Símbolos de peligro	Frases R	Frases S	Equipos
Solución tope 4 ó 7		---	---	Instrumento de medición
Ácido clorhídrico		36/37/38	26	Electrodos: electrodo combinado de medición de pH
Sosa cáustica		34	26-36/37/39-45	
Solución de cloruro de sodio		---	---	
Solución de acetato de sodio		---	---	

Aviso de seguridad: ¡Cuidado al manipular ácidos y lejías! ¡Utilice gafas de protección!

En el maletín de trabajo de electroquímica se encuentra un electrodo combinado de medición de pH. Con este electrodo combinado, además de determinar los valores de pH de las soluciones electrolíticas empleadas, se puede realizar la medición de pH.

El instrumento de medición posee una calibración de un punto y muestra muy buenos valores de medida. Dado que el instrumento de medición funciona alimentado por batería, la medición de pH también se puede llevar a cabo, sin problema alguno, fuera del salón de clases, por ejemplo, en aguas estancadas.

Ejecución del experimento:

1. Tomar el electrodo combinado de medición de pH del maletín de trabajo y conectarlo al terminal de pH de la parte inferior del instrumento de medición.
2. En la parte frontal del instrumento de medición, variar el rango de medición galvánica a medición de pH.
3. Sacar ahora el electrodo combinado de la botella de almacenamiento y lavarlo con agua destilada.
4. Sumergir el electrodo combinado de medición en la solución tope, esperar un momento y regular el control de punto cero hasta que se visualice el valor de la solución tope. A partir de ahora no se debe realizar ninguna otra modificación en este regulador.
5. Sumergir ahora, progresivamente, el electrodo combinado en la solución preparada y leer en el instrumento de medición los respectivos valores de pH. Tras cada medición se debe limpiar cuidadosamente el electrodo combinado; ¡al hacerlo, se debe tener cuidado de no dañar la cabeza de vidrio!

Observación y evaluación:

Solución examinada	Valor pH medido
<i>Ácido clorhídrico</i>	
<i>Sosa cáustica</i>	
<i>Solución de cloruro de sodio</i>	
<i>Solución de acetato de sodio</i>	

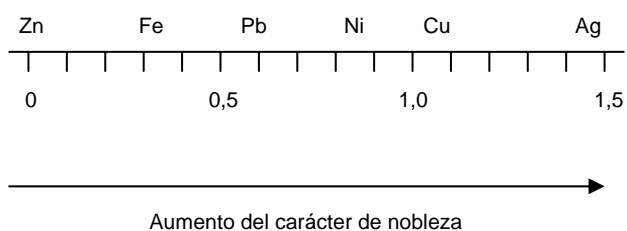
Serie electromotriz

Resumen de algunos valores teóricos esenciales de potenciales estándar:

Agente reductor	⇌	Oxidante	+ n e ⁻	Potencial estándar (en V)
Au	⇌	Au ⁺	+ e ⁻	+ 1,70
Au	⇌	Au ³⁺	+3 e ⁻	+ 1,42
Pt	⇌	Pt ²⁺	+ 2 e ⁻	+ 1,20
Ag	⇌	Ag ⁺	+ e ⁻	+ 0,81
Fe	⇌	Fe ³⁺	+ e ⁻	+ 0,77
Cu	⇌	Cu ²⁺	+ 2 e ⁻	+ 0,34
Cu ⁺	⇌	Cu ²⁺	+ e ⁻	+ 0,15
H ₂	⇌	2 H ⁺	+ 2 e ⁻	0,00
Cu	⇌	Cu ⁺	+ 3 e ⁻	- 0,036
Pb	⇌	Pb ²⁺	+ 2 e ⁻	- 0,12
Ni	⇌	Ni ²⁺	+ 2 e ⁻	- 0,23
Fe	⇌	Fe ²⁺	+ 2 e ⁻	- 0,44
Zn	⇌	Zn ²⁺	+ 2 e ⁻	- 0,76
Al	⇌	Al ³⁺	+3 e ⁻	- 1,66
Mg	⇌	Mg ²⁺	+ 2 e ⁻	- 2,37
K	⇌	K ⁺	+ e ⁻	- 2,92
Li	⇌	Li ⁺	+ e ⁻	- 3,02

Aumento de la intensidad del oxidante
Aumento de la intensidad del agente reductor

A partir de las diferencias de tensión medidas se puede diferenciar entre metales nobles y no nobles. Los metales nobles tienen un potencial positivo mientras que el de los no nobles es negativo. Si se asigna al zinc, como metal no noble, el potencial 0, se puede entonces, a partir de las tensiones diferenciales, representar de manera sinóptica el carácter de nobleza de los metales, tal como se indica a continuación:



Notas para la experimentación:

El profesor es en todo caso responsable en lo relativo a la correcta ejecución de los experimentos por parte de los alumnos. Antes de llevar a cabo los experimentos, el profesor debe confrontarse intensamente con lo relativo a la manipulación de los equipos y el desarrollo de los experimentos, e instruir a los alumnos acerca de los posibles peligros y de las medidas de protección contra accidentes.

Por esta razón, todos los profesores y profesoras de química están obligados a conocer todas las cuestiones relativas a las normas de seguridad, la prevención y la protección contra accidentes, y observar las estipulaciones establecidas.

En la República Federal Alemana, de manera obligatoria para cada escuela, las normas de seguridad y de manipulación de sustancias químicas se encuentran estipuladas en la ley sobre sustancias químicas (ChemG), en la ordenanza sobre sustancias peligrosas (GefStoffV), y en el Reglamento Técnico sobre Sustancias Peligrosas (TRGS) 450 así como en otros decretos y directrices de cada uno de los Länder.

Notas sobre la eliminación de desechos:

Todos los equipos y electrodos se deben limpiar y secar lo más rápidamente posible una vez que ya se hayan realizado los experimentos, para garantizar así su seguro funcionamiento posterior.

Eliminar los restos y desechos pensando en la preservación del medio ambiente.

Las sustancias químicas empleadas que no se puedan reciclar y que, por tanto, es necesario desechar, se deben almacenar en recipientes especiales para eliminarlas apropiadamente más tarde.

Tipos de desechos:

1. Ácidos inorgánicos
Eliminación: En el recipiente colector de ácidos y lejías
2. Lejías
Eliminación: En el recipiente colector de ácidos y lejías
3. Sales inorgánicas
Eliminación: En el recipiente colector de sales inorgánicas
4. Sales de metales pesados
Eliminación: Acordar el método con la empresa de eliminación de desechos.

El método de eliminación de sustancias se debe aclarar siempre con la empresa de eliminación de residuos, dado el caso, tras el acuerdo, se las debe diluir con algo de agua para conseguir una estabilización.

Literatura:

- F. Bukatsch / W. Glöckner Experimentelle Schulchemie; Band 4 /I, Aulis Verlag Köln, 1972
- B. Galda Einführung in die Galvanotechnik; Eugen G. Leuze Verlag,
Saulgau/Württ.,
1986
- R. Stein Einführung in die Elektrochemie; Lehrmittelbau Maey, Bonn, 1978
- R. Stein Redoxreaktionen und Elektrochemie; Klett Verlag, Stuttgart, 1984