

# PROCESO DE ADMISIÓN 2006

# DOCUMENTO OFICIAL PSU

 EL MERCURIO



FOTOGRAFÍA: ROBERTO DE LA FUENTE



**Universidad de Chile**  
VICERRECTORÍA DE ASUNTOS ACADÉMICOS  
DEMRE

**PRUEBAS DE SELECCIÓN UNIVERSITARIA**  
**INFORMATIVO PRUEBA DE**  
**CIENCIAS MÓDULO ELECTIVO**  
**SUBSECTOR QUÍMICA**



CONSEJO DE RECTORES  
UNIVERSIDADES CHILENAS



# Prueba de Ciencias Módulo Electivo: Subsector Química

La prueba de Ciencias comprende un total de 80 preguntas, las que están divididas en dos módulos, denominados Común y Electivo. El Módulo Común está compuesto de 54 preguntas, de las cuales 18 son de Biología, 18 de Física y 18 corresponden a la disciplina de Química.

El Módulo Electivo está compuesto por 26 preguntas debiendo el postulante elegir la disciplina, Biología, Física o Química, de la cual abordará las preguntas.

La prueba de Ciencias es, en conjunto con la prueba de Historia y Ciencias Sociales, una prueba optativa. Sin embargo, esta prueba es un requisito exigido por las Universidades del H. Consejo de Rectores para optar a las carreras del área científica.

Los contenidos utilizados en la construcción de las preguntas, que se incluyen en este módulo de la prueba, corresponden a un subconjunto respecto del total de contenidos que estructuran los programas desde Primero a Cuarto Año de Enseñanza Media. Este subconjunto de contenidos es seleccionado por la Mesa Escolar y el nivel de profundidad considerado para cada uno de ellos se corresponde con el nivel de profundidad propuesto en el libro de Contenidos Mínimos para la Educación Media, que entrega el Ministerio de Educación. Esta acción busca obtener un punto de partida equitativo en la exposición de los postulantes a los contenidos referidos.

## EJESTEMÁTICOS

En el área de Química, los contenidos considerados para la construcción de la prueba en el Módulo Electivo, están organizados en catorce ejes temáticos. En la Educación Media estos ejes temáticos se desarrollan desde Primero a Cuarto año y son los siguientes:

- El Agua.
- El Aire.
- El Petróleo.
- Los Suelos.
- Los procesos químicos.
- Modelo atómico de la materia.
- El enlace químico.
- Química orgánica.
- Disoluciones químicas.
- Reactividad y Equilibrio Químico.
- Cinética.
- Reactividad en Química Orgánica.
- Fenómenos Nucleares y sus Aplicaciones.
- Polímeros Orgánicos e Inorgánicos Sintéticos y Naturales.
- Procesos Químicos Industriales.

## OBJETIVO FUNDAMENTAL DE LA PRUEBA

El objetivo fundamental de esta prueba es ordenar a los postulantes según el dominio de contenidos y el desarrollo de habilidades intelectuales consideradas importantes en el ámbito universitario de pregrado.

En este contexto, los nuevos instrumentos de la batería de selección universitaria, incluida la prueba de Ciencias, privilegian las preguntas en las que, a través de contenidos significativos de la disciplina, se requiere del postulante el desarrollo de habilidades más elaboradas que el simple recuerdo de la información, por considerarse éstas mejores predictores de un buen rendimiento académico.

Las diferencias fundamentales entre el Módulo Común y el Electivo radican en el conjunto de contenidos considerados para cada módulo y en el número de preguntas que requieren de habilidades intelectuales superiores de parte del postulante.

Las habilidades intelectuales que el instrumento mide

en el postulante, a través de los contenidos incluidos en el temario de la Prueba de Ciencias subsector Química son: el Reconocimiento, la Comprensión, la Aplicación y el Análisis, Síntesis y Evaluación de la información relevante para la disciplina.

Se entienden como habilidades intelectuales superiores a la Aplicación y al Análisis, Síntesis y Evaluación, en consideración a que éstas involucran tácitamente al Reconocimiento y a la Comprensión. Lo anterior concuerda con el hecho de que, las preguntas cuya respuesta correcta requiere de algunas de las habilidades superiores, generalmente resultan de una dificultad significativamente superior a aquellas referidas al recuerdo de la información.

En general, las capacidades que el postulante debe poseer para abordar correctamente las preguntas de la prueba son:

- Reconocer la terminología científica propia de la asignatura.
- Recordar información significativa, referida a la disciplina.
- Reconocer convenciones y modelos.
- Reconocer clasificaciones, categorías y criterios.
- Reconocer los principios y leyes que sustentan la disciplina.
- Comprender las teorías o esquemas conceptuales principales.
- Traducir conocimientos de una forma simbólica a otra.

- Interpretar datos de gráficos y/o diagramas, tablas y esquemas.
- Identificar las relaciones existentes en un problema.
- Deducir reglas y generalizaciones.
- Resolver problemas en contextos distintos a los aprendidos.
- Realizar comparaciones de acuerdo a la información proporcionada.
- Extrapolar e interpolar información a partir de los datos proporcionados.
- Seleccionar, entre varias, la hipótesis de trabajo apropiada a un problema presentado.
- Seleccionar, entre varias, la prueba adecuada para una hipótesis.
- Evaluar una hipótesis sometida a prueba a la luz de datos proporcionados.
- Analizar las relaciones contempladas por un modelo propuesto.

## OBJETIVO DE LA PUBLICACIÓN

Esta publicación pretende entregar a la comunidad educacional, información útil para validar o rediseñar las estrategias de enseñanza-aprendizaje orientadas a la obtención de buenos resultados en la prueba. Para lograr este objetivo, a partir del análisis de los estadísticos obtenidos en preguntas probadas en muestras representativas o poblaciones totales de postulantes, se lleva a cabo una interpretación de las razones que explican la obtención de dichos resultados.





# Análisis de preguntas

1. El agua potable se caracteriza porque

- I) es conductora de la electricidad.
- II) contiene aire disuelto.
- III) contiene iones disueltos.

Es(son) correcta(s)

- A) sólo I.
- B) sólo II.
- C) sólo I y II.
- D) sólo II y III.
- E) I, II y III.

**Eje temático:** El agua.

**Contenido:** Grado de pureza del agua.

**Curso:** 1° Año Medio.

**Clave:** E.

**Habilidad medida:** Comprensión.

## ANÁLISIS DE LA PREGUNTA:

El agua potable contiene en pequeña escala una gran cantidad de sustancias químicas inorgánicas y orgánicas. Entre los compuestos inorgánicos que se encuentran en forma iónica se destacan los aniones cloruro, fluoruro, nitrato, nitrito y sulfato. Entre los cationes se encuentran cobre, aluminio, arsénico y plomo. Cuando las aguas son duras predominan los iones de calcio y magnesio. La presencia de estos iones hace que la conductividad del agua sea apreciable y detectable con un conductímetro de baja sensibilidad. Valga la ocasión para expresar que el agua destilada de extrema pureza también conduce la electricidad, debido

a la pequeña cantidad de iones  $H^+(ac)$  y  $OH^-(ac)$  presentes, efecto que puede ser detectado sólo mediante un conductímetro de alta sensibilidad. Como el agua se mantiene en contacto permanente con la atmósfera, algunos de los componentes naturales del aire se disuelven. Por ejemplo a 20°C por cada 100 mL de agua, la solubilidad del oxígeno es 4,4 mg, la de nitrógeno 1,9 mg y la del dióxido de carbono 170 mg. Aunque este último es escaso en la atmósfera (aproximadamente 0,037 % del aire), su presencia como gas disuelto en el agua incrementa levemente la acidez del agua llegando a un pH cercano a 6 en el agua destilada.

La pregunta resultó de dificultad mediana, puesto que fue respondida correctamente por el 46 % de los estudiantes y con el 7% de omisión. El 47 % restante se distribuyó en las otras alternativas, lo que revela un conocimiento parcial sobre el agua que consumimos.

2. ¿Cuál(es) de las siguientes afirmaciones tiene(n) relación con el modelo atómico de Rutherford?

- I) En el núcleo se concentra la mayor parte de la masa del átomo.
- II) Fue el primer modelo atómico nuclear propuesto.
- III) Los electrones giran en órbitas circulares definidas.

- A) Sólo I
- B) Sólo II
- C) Sólo I y II
- D) Sólo I y III
- E) I, II y III

**Eje temático:** Modelo atómico de la materia.

**Contenido:** Descripción de modelos atómicos.

**Curso:** 2° Año Medio.

**Clave:** C.

**Habilidad medida:** Comprensión.

## ANÁLISIS DE LA PREGUNTA:

Entre 1909 y 1911 el gran físico Ernest Rutherford, su colaborador Hans Geiger y un estudiante, Ernst Mariden, llevaron a cabo uno de los experimentos científicos más importantes de la Ciencia, que concluyó con el descubrimiento del núcleo atómico. En esencia, este experimento consistió en bombardear una lámina fina de oro con partículas alfa. Según el modelo atómico reinante en esa época (partículas positivas y negativas distribuidas unas junto a otras como en un budín de ciruelas), debía esperarse que las partículas alfa no encontrarían mucha resistencia y pasarían casi sin desviarse a través de la lámina. Sin embargo, observaron con gran asombro que si bien la mayor parte de las partículas pasaban sin desviarse, algunas experimentaban grandes desviaciones o se devolvían. Para explicar estos resultados, Rutherford estableció que la mayor parte de la masa del átomo estaba concentrada en una región muy pequeña en el centro del átomo, que llamó núcleo. Fuera del núcleo estaban los electrones. Dado que tanto el núcleo como los electrones son muy pequeños, Rutherford observó que la mayor parte del átomo es un espacio vacío. Con estas ideas estableció un nuevo modelo de átomo, conocido como modelo atómico nuclear con las siguientes características: (a) La mayor parte de la masa y toda la carga positiva de un átomo se centra en una región muy pequeña llamada núcleo. (b) La magnitud de la carga positiva es distinta para los átomos de diferentes elementos. (c) Fuera del núcleo hay tantos electrones con carga negativa como cargas positivas hay en el núcleo, resultando por lo tanto el átomo neutro.

Los planteamientos anteriores llevan de inmediato a la conclusión de que la respuesta correcta es la alternativa C, porque Rutherford descubrió que el núcleo del átomo concentra la mayor parte de la masa del átomo y además que su modelo fue efectivamente el primer modelo nuclear propuesto. La idea de que los electrones giran en órbitas circulares definidas fue planteado posteriormente en 1913 por Niels Bohr al desarrollar su modelo del átomo de hidrógeno.

La pregunta resultó muy difícil para los estudiantes. Sólo un 19,27 % respondió correctamente. Mientras que las alternativas A, B y E no acogieron más del 13 % cada una, y la respuesta D alcanzó el 34 %, lo que indica el desconocimiento de muchos alumnos del gran descubrimiento del núcleo atómico. La omisión fue baja, pues apenas llegó al 18 %.

3. Los elementos ubicados en el Grupo I-A de la Tabla Periódica tienen diferentes

- I) estados de oxidación.
- II) números atómicos.
- III) radios atómicos.

Es(son) correcta(s)

- A) sólo I.
- B) sólo II.
- C) sólo III.
- D) sólo II y III.
- E) I, II y III.

**Eje temático:** Modelo atómico de la materia.





**Contenido:** Tabla periódica y propiedades periódicas.

**Curso:** 2° Año Medio.

**Clave:** D.

**Habilidad medida:** Comprensión.

### ANÁLISIS DE LA PREGUNTA:

En la Tabla Periódica de los elementos, un grupo contiene a los elementos ubicados en la misma columna. Los miembros de un grupo se caracterizan porque tienen algunas propiedades semejantes. La pregunta planteada se refiere al grupo I de los elementos alcalinos, grupo que se clasifica entre los elementos representativos. Todos los elementos de este grupo poseen sólo un electrón de valencia, ubicado en un orbital s. Como ejemplos de este grupo podemos mencionar a metales como Li, Na, K, etc. Por tratarse de metales muy activos y por poseer un solo electrón de valencia, todos tienen tendencia a perder o ceder dicho electrón para adquirir la configuración del gas noble más cercano. Por lo tanto, todos los iones tienen el mismo estado de oxidación +1. Por otra parte, los números atómicos tienen que ser distintos por tratarse de diferentes elementos. Recuerdese que el número atómico (Z) corresponde al número de protones que posee el núcleo de un átomo. Precisamente el valor de Z diferencia un elemento de otro. Los elementos mencionados Li, Na, K son distintos porque tienen diferente Z. Por tratarse de distintos elementos, con diferentes números de electrones, los radios atómicos tampoco pueden ser iguales. Además debe recordarse que el radio atómico es una propiedad periódica, que aumenta a medida que se desciende en el grupo, o sea, a medida que aumenta Z.

Por las consideraciones anteriores, la respuesta correcta es la D, porque efectivamente los elementos tienen diferentes números y radios atómicos. La pregunta resultó medianamente fácil porque fue respondida en forma correcta por un 46 % de los estudiantes. Las alternativas A, B, C tuvieron bajas preferencias. Sin embargo, la E obtuvo un porcentaje no despreciable de 24 %. La omisión fue baja (14%). Se concluye que los estudiantes conocen regularmente bien el tema.

4. El enlace químico en la molécula HCl se caracteriza porque

- A) se comparten electrones a pesar de que sus electronegatividades son diferentes.
- B) es covalente, pero sus electronegatividades no juegan ningún papel.
- C) Los electrones del enlace se comparten por igual entre H y Cl.
- D) El cloro capta completamente el electrón del átomo de hidrógeno.
- E) El enlace es covalente coordinado.

**Eje temático:** El enlace químico.

**Contenido:** Enlace covalente.

**Curso:** 2° Año Medio.

**Clave:** A.

**Habilidad medida:** Comprensión.

### ANÁLISIS DE LA PREGUNTA:

Se pregunta directamente por el tipo de enlace de la molécula de cloruro de hidrógeno, HCl, sustancia gaseosa que normalmente es conocida en su forma de solución acuosa con el nombre de ácido clorhídrico o comercialmente como ácido muriático. Es una especie formada por dos no-metales y se clasifica como un compuesto covalente, donde el enlace se verifica

mediante una compartición de un par de electrones, donde cada elemento aporta un electrón. El hidrógeno tiene un solo electrón de valencia y el cloro 7 electrones, la unión de estos dos átomos se puede describir mediante la estructura de Lewis



en la que hidrógeno adopta la estructura del helio, su gas noble más cercano, y el cloro adopta la estructura del argón. No obstante, la pregunta hace referencia a las electronegatividades (EN). La EN es una medida de la capacidad de un átomo para atraer los electrones del enlace. La propiedad revela que no todos los átomos atraen por igual a los electrones. Por lo general, los elementos más electronegativos se concentran en los no-metales, ubicados en el sector superior derecho de la tabla periódica. Aunque el hidrógeno no se encuentra en ese lugar, se considera entre los elementos con mediana EN. La EN del H es 2,1 y la del Cl 3,0. Esto significa que el par electrónico del enlace ocupa zonas cercanas al cloro. La respuesta correcta es la A, porque se comparten electrones entre dos átomos de diferentes EN. La alternativa B, que indica que el enlace es covalente, pero sus electronegatividades no juegan ningún papel, carece de sustento, lo mismo que la alternativa C, donde los electrones se compartirían por igual. Esto último sería posible sólo si ambos elementos tuvieran la misma EN. La alternativa D es equivalente a una unión iónica, donde el elemento más electronegativo capta en un 100 % el o los electrones de un átomo de baja electronegatividad, como ocurre entre el sodio y el cloro para formar NaCl. Tampoco el enlace es coordinado (alternativa E), porque este tipo de enlace se caracteriza porque uno de los dos elementos



enlazados aporta los electrones del enlace, pero que finalmente se comparten.

La pregunta da la oportunidad para discutir brevemente una "receta" que aparece en algunos textos, la cual señala que si la diferencia de electronegatividades es mayor a 1,7 el compuesto es iónico. En el HF la diferencia es 1,9 y de acuerdo con este criterio sería iónico, en circunstancias que es covalente polar, es decir, los electrones del enlace están bastante desplazados hacia el flúor, pero se comparten. Por norma general, los compuestos covalentes se forman principalmente entre elementos no-metálicos, donde las diferencias de electronegatividades son pequeñas. Si estas diferencias aumentan, el enlace se hace más polar. Por otro lado, los compuestos iónicos están formados por metales y no-metales, donde las diferencias de EN suelen ser superiores a 2.

La pregunta fue contestada correctamente por el 12 % de los postulantes, con porcentajes similares a las alternativas C y D y con una omisión elevada del 40 %. Quienes contestaron equivocadamente o no respondieron la pregunta desconocen la relación del enlace con las electronegatividades.

5. El conocimiento de las estructuras espaciales de las moléculas de agua, H<sub>2</sub>O, y de metano, CH<sub>4</sub>, permite inferir que

- I) el agua es polar y el metano es apolar.
- II) el metano debe tener mayor punto de ebullición que el agua.
- III) a temperatura y presión ambiente el metano es soluble en agua.

Es (son) correcta(s)

- A) sólo I
- B) sólo II
- C) sólo III
- D) sólo I y III
- E) I, II y III

**Eje temático:** El enlace químico.

**Contenido:** Estructura de las moléculas.

**Curso:** 2° Año Medio.

**Clave:** A.

**Habilidad medida:** Análisis.

### ANÁLISIS DE LA PREGUNTA:

El conocimiento espacial de las moléculas permite inferir algunas propiedades importantes de las sustancias. En efecto, el agua es una molécula angular con un ángulo de 104,5°, que por esta característica presenta una marcada polaridad con capacidad para atraer a otras especies polares o iones. En tanto el metano es una estructura tetraédrica con enlaces y ángulos iguales a 109,5°.

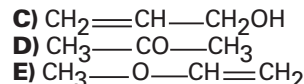
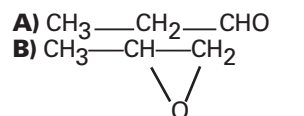


Debido a esta disposición esta última es completamente apolar, aunque los enlaces C-H individualmente tienen un pequeño grado de polaridad, pero la ordenación espacial cancela la posibilidad de manifestar polaridad. Por lo tanto, la afirmación I es correcta. La polaridad del agua hace que las moléculas de agua se atraigan entre sí, lo que significa que debido

a estas atracciones se gasta más energía en separarlas, hecho que se constata por su elevado punto de ebullición de 100°C a la presión de 1 atm. Las moléculas de metano, por ser apolares, se asocian débilmente entre sí, teniendo un bajo punto de ebullición (-161 °C). En rigor, entre moléculas apolares las únicas interacciones que existen son las llamadas interacciones de London, originadas por la aparición transitoria de polaridad por choques entre sus moléculas. Por lo tanto, la afirmación II no es correcta. La solubilidad entre sustancias covalentes está asociada a la polaridad de sus moléculas. Por lo general, la conocida frase "lo similar disuelve a lo similar" da a entender que hay solubilidad entre moléculas de similar polaridad o similar tipo de interacciones. Es decir, interactúan bien agua con agua y metano con metano (aunque muy débilmente), pero no agua con metano. Luego la afirmación III no es correcta.

El 20 % de los postulantes respondió correctamente la pregunta. Las respuestas equivocadas D y E obtuvieron un porcentaje algo inferior al 17 %, llegando la omisión a un 40 %. La pregunta resultó difícil, lo que revela un pobre conocimiento de las estructuras espaciales en moléculas sencillas y desconocimiento que el metano es un gas y es el principal componente del gas natural, utilizado como combustible doméstico en nuestro país.

6. ¿Cuál de las siguientes estructuras, de fórmula global  $C_3H_6O$ , representa a la función cetona?



**Eje temático:** Química orgánica.

**Contenido:** Caracterización de grupos funcionales.

**Curso:** 2° Año Medio.

**Clave:** D.

**Habilidad medida:** Reconocimiento.

#### ANÁLISIS DE LA PREGUNTA:

Una fórmula global o molecular, sólo indica la calidad y la cantidad de los átomos presentes en una molécula. La forma en que están unidos entre sí puede ser muy diferente, según los distintos tipos de enlaces entre los átomos de la molécula. En la fórmula global indicada, hay tres tipos de átomos (H, C, O) que se unen entre sí de varias maneras, de acuerdo con los electrones de valencia de cada uno de ellos. El hidrógeno se une a otros átomos sólo mediante enlaces simples. El oxígeno forma compuestos mediante enlaces simples, como en el agua o en el etanol, o dobles como en el caso de aldehídos y cetonas. El carbono se puede unir a otros átomos a través de enlaces simples (etano, etanol); dobles (eteno, dióxido de carbono) o triples (etino, nitrilos).

Las funciones orgánicas que pueden formarse por la unión del oxígeno con carbono e hidrógeno, resultan de la combinación de oxígeno con los átomos mencionados mediante:

(a) enlaces simples (alcoholes y éteres, alternativas B, C y E).

(b) enlaces dobles (aldehídos, alternativa A; o cetonas, alternativa D).

Otras funciones que presentan el grupo carbonilo (C=O) de aldehídos y cetonas, como ácidos carboxílicos y sus derivados, no corresponden a la fórmula global citada por tener 2 átomos de oxígeno.

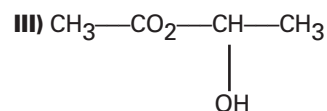
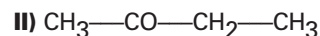
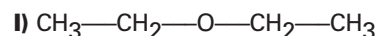
De acuerdo con lo anterior, la respuesta correcta es la D.

Un tercio de los alumnos omitió la pregunta, otro



tercio la contestó en forma equivocada y sólo el tercio restante la contestó correctamente, lo que puede considerarse insuficiente, dado que es una pregunta considerada fácil.

7. ¿Cuál(es) de los siguientes compuestos es (son) isómero(s) del 1-butanol?



Es (son) correcta(s)

- A) sólo I  
 B) sólo II  
 C) sólo III  
 D) sólo I y III  
 E) I, II y III

**Eje temático:** Química orgánica.

**Contenido:** Isómeros.

**Curso:** 2° Año Medio.

**Clave:** D.

**Habilidad medida:** Comprensión.

#### ANÁLISIS DE LA PREGUNTA:

En Química Orgánica, isómeros son todos aquellos compuestos que tienen la misma fórmula molecular (global), lo que significa que tienen los mismos átomos y en la misma cantidad, pero se diferencian en la diferente distribución de ellos, por lo tanto, tienen una diferente fórmula estructural y por ello, diferentes propiedades físicas. Por ejemplo, el 1-butanol, alcohol primario de cuatro átomos de carbono, cuya estructura es  $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2OH$ , tiene un punto de ebullición de 117,7 °C y su isómero, el 2-butanol (compuesto III), cuya estructura es  $CH_3-CH_2-CHOH-CH_3$ , tiene un punto de ebullición de 99,5 °C.

En el problema planteado, los tres compuestos señalados poseen carbono, hidrógeno y oxígeno, pero

se diferencian en el grupo funcional. El compuesto indicado en I) corresponde a un éter de fórmula global  $C_4H_{10}O$ ; el señalado en II) corresponde a una cetona de fórmula global  $C_4H_8O$  y el indicado en III) corresponde a un alcohol de fórmula global  $C_4H_{10}O$ .

La fórmula global del 1-butanol es  $C_4H_{10}O$ , luego son isómeros de él sólo los compuestos de las alternativas I y III, que tienen la misma fórmula global, por lo que la respuesta correcta es la D.

Esta pregunta tuvo una omisión del 37% y fue contestada correctamente sólo por el 21% de los postulantes. Casi un 30 % eligió como correcta la alternativa C, por corresponder al 2-butanol. Esto se debe a la relación isomérica entre dos alcoholes que se diferencian sólo en que el grupo funcional se ubica en diferentes tipos de carbonos. No hay claridad para distinguir isómeros entre moléculas con distinto grupo funcional, aunque tengan la misma fórmula global.

8. En la reacción ácido-base



de acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry se puede afirmar que

- A)  $CH_3COOH$  es el ácido y  $CH_3COO^-$  su base conjugada.  
 B)  $CH_3COOH$  es el ácido y el  $H_2O$  su base conjugada.  
 C)  $OH^-$  es el ácido y el  $H_2O$  su base conjugada.  
 D)  $OH^-$  es la base y el  $CH_3COO^-$  su ácido conjugado.  
 E)  $CH_3COOH$  es la base y  $CH_3COO^-$  su ácido conjugado.

**Eje temático:** Reactividad y equilibrio químico.

**Contenido:** Reacciones ácido-base.

**Curso:** 3° Año Medio.

**Clave:** A.

**Habilidad medida:** Comprensión.

#### ANÁLISIS DE LA PREGUNTA:

En 1923, Brönsted y Lowry propusieron, en forma independiente, la siguiente teoría de ácido-base: ácido es toda sustancia que puede donar protones y base es toda sustancia que puede aceptar protones. Esto significa que en una reacción de ácido-base se intercambian o transfieren protones. Cuando un ácido cede o pierde un protón se forma la base correspondiente, la cual recibe el nombre de base conjugada de dicho ácido. A la inversa, cuando una base capta o gana un protón se convierte en el ácido correspondiente, que pasa a ser el ácido conjugado de esa base. Por ejemplo, cuando el ácido acético ( $CH_3COOH$ ) cede un protón se convierte en la correspondiente base conjugada acetato ( $CH_3COO^-$ ). Cuando la base acetato ( $CH_3COO^-$ ) gana un protón se transforma en el ácido conjugado correspondiente ( $CH_3COOH$ ). Se habla así de un par conjugado. Otros ejemplos. El ion  $NH_4^+$  al ceder un protón genera su base conjugada: el amoníaco ( $NH_3$ ). El amoníaco ( $NH_3$ ) cuando acepta un protón se transforma en su ácido conjugado: el ion  $NH_4^+$ . Si tomamos la pareja  $H_2O/OH^-$ , el  $OH^-$  representa la base conjugada del  $H_2O$ , cuando ésta actúa como ácido.

Con estos antecedentes se puede responder la pregunta. La alternativa A es correcta, porque el ácido  $CH_3COOH$  al actuar sobre la base  $OH^-$  le cede un protón para convertirla en  $H_2O$ , transformándose el ácido en la base acetato  $CH_3COO^-$ , que pasa a ser la base conjugada del ácido acético ( $CH_3COOH$ ). La alternativa B es incorrecta, porque el  $H_2O$  no es una base conjugada del ácido acético ( $CH_3COOH$ ). La alternativa C no puede ser correcta, porque el  $OH^-$  actúa como una base en la reacción y no como un ácido. La alternativa D no es correcta porque le da erróneamente



al ácido acético el carácter de ácido conjugado de la base  $\text{OH}^-$ . La última alternativa tampoco está bien porque señala erróneamente al ácido como base y a la base como ácido.

Esta pregunta fue relativamente difícil porque sólo el 30 % de los estudiantes respondió correctamente. Cada una de las otras respuestas no superó el porcentaje de 8%. Lo preocupante es la alta omisión (el 44 %). Como conclusión, los estudiantes deben reforzar los conocimientos de ácido-base.

9. Los siguientes ácidos hipotéticos tienen las correspondientes constantes de acidez

Ácido	Ka
HX	$1 \cdot 10^{-6}$
HY	$1 \cdot 10^{-5}$
HZ	$1 \cdot 10^{-4}$

En soluciones de igual concentración

- A) HX es más fuerte que HY
- B) HX es más fuerte que HZ
- C) HZ es más fuerte que HY
- D)  $\text{Z}^-$  es una base más fuerte que  $\text{Y}^-$
- E)  $\text{Z}^-$  es una base más fuerte que  $\text{X}^-$

**Eje temático:** Reactividad y equilibrio químico.

**Contenido:** Reacciones ácido-base.

**Curso:** 3° Año Medio.

**Clave:** C.

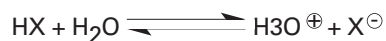
**Habilidad medida:** Análisis.

#### ANÁLISIS DE LA PREGUNTA.

Según la definición de Brønsted y Lowry, una sustancia tiene carácter ácido si en una reacción cede protones o tiene carácter básico si los acepta.

La acidez de un compuesto, por ejemplo HX, se relaciona con la cantidad de iones  $\text{H}^+$  que es capaz de liberar al disolverse en un solvente apropiado, generalmente agua. Cuando el ácido se disocia completamente en agua, es considerado como un ácido fuerte, por ejemplo,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  o  $\text{HNO}_3$ . Mientras menor sea la disociación, como ocurre en la mayoría de los ácidos orgánicos, más débil es el ácido.

En la ecuación



HX actúa como ácido (entrega su protón al agua) y se transforma en su base conjugada  $\text{X}^-$ . El agua actúa como base (acepta el protón) y se transforma en su ácido conjugado  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

Mientras más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada y viceversa; por otra parte, mientras más fuerte es una base, más débil es su ácido conjugado y viceversa.

La fuerza de un ácido HX en soluciones acuosas diluidas, está dada por la constante de disociación del ácido, de acuerdo con la expresión

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{\oplus}] [\text{X}^{\ominus}]}{[\text{HX}]}$$

Mientras mayor sea la disociación del ácido, mayor es la formación de  $\text{H}_3\text{O}^+$  y de  $\text{X}^-$  y mayor será el valor de  $K_a$ . Al comparar las fuerzas de distintos ácidos, cuyos valores de  $K_a$  se determinan en las mismas condiciones experimentales, el ácido más fuerte será aquel que tenga el valor de  $K_a$  más alto. Para los ácidos hipotéticos indicados en la pregunta, el ácido más fuerte es HZ, que tiene  $K_a = 1 \cdot 10^{-4}$  y el más débil es HX con  $K_a = 1 \cdot 10^{-6}$ . Por lo tanto, las alternativas A y B son incorrectas porque HX es un ácido más débil ( $K_a = 10^{-6}$ )

que HY ( $K_a = 10^{-5}$ ) y que HZ ( $K_a = 10^{-4}$ ); las alternativas D y E también son incorrectas porque  $\text{Z}^-$ , al provenir del ácido más fuerte, es una base más débil que  $\text{X}^-$  y  $\text{Y}^-$ . La alternativa C es la correcta porque HZ tiene una constante de acidez mayor que la de HY.

Aunque la omisión es importante (33%), un porcentaje significativo de alumnos contestó correctamente la pregunta (54%), lo que indica que una buena proporción de ellos comprende las relaciones entre constante de acidez, fuerza relativa de ácidos y de bases conjugadas.

10. La concentración molar del ion hidrógeno en una solución acuosa de  $\text{pH} = 3$  es

- A)  $3 \cdot 10^3 \text{ M}$
- B)  $1 \cdot 10^3 \text{ M}$
- C) 3
- D)  $3 \cdot 10^3 \text{ M}$
- E)  $1 \cdot 10^3 \text{ M}$

**Eje temático:** Reactividad y equilibrio químico.

**Contenido:** Cálculo del pH.

**Curso:** 3° Año Medio.

**Clave:** E.

**Habilidad medida:** Aplicación.

#### ANÁLISIS DE LA PREGUNTA:

Para responder esta pregunta el o la estudiante debe conocer los conceptos de concentración molar, de pH y el manejo matemático de los logaritmos. Estrictamente el pH está definido por:

$$\text{pH} = -\log\left\{\frac{[\text{H}^+]}{C_0}\right\}$$

donde log es el logaritmo en base 10,  $[\text{H}^+]$  es la

concentración molar de iones  $\text{H}^+$  (moles de  $\text{H}^+$  por litro de disolución) y  $C_0$  es la concentración estándar de 1 mol/L exacto. Generalmente, esta cantidad se omite reduciéndose la expresión anterior a

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

en el entendido que el argumento del logaritmo es adimensional. Dado que las concentraciones de iones hidrógeno en soluciones acuosas generalmente son cantidades numéricas comprendidas entre 0 y 1, el logaritmo decimal de cualquiera de estos números sería negativo. A fin de manejar cantidades positivas como indicadores de la acidez de un medio, se antepuso el signo menos.

Para determinar la concentración de iones hidrógeno, la pregunta obliga a obtener el antilogaritmo de la expresión anterior, es decir,

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

En vista que el pH es 3, la única posibilidad es la alternativa E.

La pregunta resultó difícil con un 23 % de respuesta correcta, un 38 % de omisión y una repartición del 39 % restante en las alternativas incorrectas. La principal dificultad que tienen algunos estudiantes con los cálculos de pH está relacionada con el desconocimiento de los logaritmos.

11. Si en una reacción química el número de oxidación de un átomo aumenta, el átomo se ha oxidado. ¿Cuál de las siguientes reacciones es de



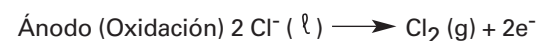
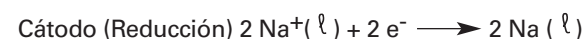




**Habilidad medida:** Análisis

### ANÁLISIS DE LA PREGUNTA:

En términos sencillos, la electrólisis es el proceso en el cual se produce una reacción química como resultado del paso de una corriente eléctrica. La sustancia que se somete a este proceso puede estar en estado fundido o en disolución. Así, por ejemplo, uno de los procesos más conocidos e importantes es la electrólisis de una sal fundida como el cloruro de sodio (NaCl). El NaCl es una sustancia cristalina, formado por iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$ . Al fundirse el cristal pasa del estado sólido al líquido, y los iones adquieren la movilidad propia de las partículas constituyentes de un líquido. La electrólisis se realiza en una celda que contiene la sal fundida y en la que se introducen dos electrodos: uno negativo (cátodo) y otro positivo (ánodo) a través de los cuales llega la corriente eléctrica de una fuente externa. Justamente en el cátodo se va a producir la reducción, mientras que en el ánodo la oxidación. En este caso particular, se tiene



Por lo tanto, la electrólisis del NaCl fundido produce sodio (Na) en el cátodo y cloro ( $\text{Cl}_2$ ) en el ánodo.

Se concluye entonces que la respuesta correcta es la D. Las afirmaciones I y III son verdaderas porque para llevar a cabo el proceso de electrólisis se requiere energía eléctrica. La descomposición del NaCl fundido no es un proceso espontáneo, y el ion  $\text{Na}^+$  se reduce. La afirmación II que señala que el  $\text{Cl}_2$  se forma en el cátodo no es correcta ya que el  $\text{Cl}_2$  se obtiene en el ánodo. La pregunta resultó difícil. Fue sólo respondida correctamente por el 22 % de los estudiantes. Las alternativas A, B y C fueron elegidas por un porcentaje bajo de alumnos. Llama la atención que la alternativa E fue respondida por casi el 20 % de los estudiantes, muy cercano al porcentaje de la respuesta correcta. La omisión fue más bien alta: un 38 %. En conclusión, los estudiantes muestran debilidades en este tema.

**13.** En una reacción química, simbolizada por la ecuación



Un catalizador apropiado puede disminuir

- I) la entalpía de la reacción.
- II) la energía de activación de la reacción.
- III) el valor de la constante de equilibrio.

Es (son) correcta(s)

- A) sólo I
- B) sólo II
- C) sólo III
- D) sólo I y II
- E) I, II y III

**Eje temático:** Cinética Química.

**Contenido:** Velocidad de reacción y energía de activación.

**Curso:** 3° Año Medio.

**Clave:** B.

**Habilidad medida:** Comprensión.

### ANÁLISIS DE LA PREGUNTA.

La pregunta considera un proceso que está en equilibrio, es decir, las concentraciones de los reactivos y del producto tienen un valor constante que no cambia en el tiempo, a menos que se modifique la temperatura, la cual no es mencionada y por lo tanto se

oxidación?

- A)  $\text{Zn}^{2+} \longrightarrow \text{Zn}^0$
- B)  $\text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{Cl}^-$
- C)  $\text{S}^0 \longrightarrow \text{S}^{2-}$
- D)  $\text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{3+}$
- E)  $\text{Ce}^{4+} \longrightarrow \text{Ce}^{2+}$

**Eje temático:** Reactividad y equilibrio químico.

**Contenido:** Reacciones de oxidación y reducción; estado de oxidación.

**Curso:** 3° Año Medio.

**Clave:** D.

**Habilidad medida:** Análisis.

### ANÁLISIS DE LA PREGUNTA:

Las reacciones químicas se pueden clasificar de distintas maneras. Por ejemplo, se pueden clasificar en reacciones de precipitación, de ácido-base y de oxidación-reducción (o redox). Estas últimas se caracterizan porque en ellas se produce transferencia de electrones. La oxidación corresponde a la pérdida de electrones que puede experimentar una sustancia, mientras que la reducción implica la ganancia de electrones que puede experimentar una especie química. Obviamente para que se lleve a cabo una reacción redox los procesos de oxidación y reducción tienen que producirse en forma simultánea. Esto nos lleva a definir dos conceptos más: (a) agente oxidante (u oxidante) es aquella sustancia que acepta electrones y produce la oxidación, (b) agente reductor (o reductor), la sustancia que cede o dona electrones y produce la reducción. Cada una de estas etapas se representa por una semirreacción. Entonces, se tiene una semirreacción de oxidación y otra de reducción. Finalmente, debe señalarse que en una reacción redox, el número de electrones que cede el reductor debe ser igual al número de electrones que capta el oxidante.

Por otra parte, se debe introducir el concepto de número de oxidación (también llamado estado de oxidación), que se define como la carga que tendría un átomo en una molécula (o en un compuesto iónico) si los electrones fueran transferidos completamente. Si bien es una convención arbitraria, resulta muy útil para saber si una especie química se ha oxidado o reducido. Así, por ejemplo, en el caso de los elementos y sus

respectivos iones, aquel que en una reacción muestra un aumento en el número de oxidación significa que se ha oxidado (ha perdido electrones) y el que exhibe una disminución se ha reducido (ha ganado electrones).

Sobre la base de los conceptos expuestos se puede responder la pregunta. La alternativa A es incorrecta, porque el ion  $\text{Zn}^{2+}$  gana dos electrones para pasar a elemento neutro  $\text{Zn}^0$ . Aquí se produce una reducción. La alternativa B también es incorrecta porque el  $\text{Cl}_2$  para transformarse en dos iones  $\text{Cl}^-$  tiene que ganar dos electrones. Luego, no se trata de una oxidación sino que de una reducción. Lo mismo ocurre con la alternativa C, donde el  $\text{S}^0$  gana dos electrones para convertirse en  $\text{S}^{2-}$ , por lo cual esta alternativa también es incorrecta. La alternativa E es incorrecta porque  $\text{Ce}^{4+}$  para convertirse en  $\text{Ce}^{2+}$  debe ganar 2 electrones. Luego, se trata de una reducción. Por lo tanto, la alternativa correcta es la D, porque el  $\text{Fe}^{2+}$  pierde un electrón para pasar a  $\text{Fe}^{3+}$ . Esto significa un aumento del número de oxidación y, en consecuencia, se produce una oxidación del ion  $\text{Fe}^{2+}$ .

La pregunta resultó fácil. La alternativa correcta fue respondida por 60 % de los estudiantes. Ninguna de las otras alternativas superó el 6 %, mientras que la omisión alcanzó sólo el 15 %. Por los resultados obtenidos, se puede concluir que los estudiantes conocen bien este tema.

**12.** En la electrólisis del NaCl fundido

- I) se requiere energía eléctrica.
- II) se genera cloro ( $\text{Cl}_2$ ) en el cátodo.
- III) se reduce el ion  $\text{Na}^+$ .

Es (son) correcta(s)

- A) sólo I.
- B) sólo II.
- C) sólo II y III.
- D) sólo I y III.
- E) I, II y III.

**Eje temático:** Reactividad y equilibrio químico.

**Contenido:** Reacciones de oxidación y de reducción. Nociones de electroquímica.

**Curso:** 3° Año Medio.

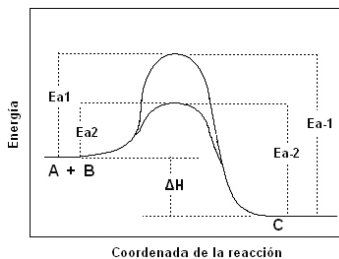
**Clave:** D.



supone que no varía. El planteamiento general de la pregunta no permite saber hacia que lado está más desplazada la reacción. El agregado de un catalizador apropiado (significa que es específico para la reacción), tiene por función aumentar las velocidades directa e inversa del proceso en la misma proporción, sin alterar la posición del equilibrio, o sea, la constante de equilibrio no se altera. Por lo tanto, la afirmación III no es correcta. Por otro lado, toda reacción química está vinculada con una cierta cantidad de energía de reacción (endotérmica o exotérmica) por mol o masa de las sustancias participantes. Si el catalizador tuviese la capacidad de modificar (aumentando o disminuyendo) la entalpía de reacción, sería posible enlazar dos o más reacciones en una especie de proceso cíclico, de tal manera que al final hubiera un superávit de energía, teniendo como resultado una creación de energía permanentemente. Este hecho nunca ha sido observado y es contrario al principio de conservación de la energía. De modo que la afirmación I tampoco es correcta.

La figura adjunta permite apreciar que la variación de entalpía de la reacción es una diferencia entre la energía del producto y la de los reactantes y es independiente del camino cinético, representado por las curvas en forma de "monte". La energía de activación es la cantidad mínima de energía que requieren los participantes para llegar a la cima de las curvas (complejo activado), siendo  $E_{a1}$  y  $E_{a-1}$  las energías de activación para los procesos directo e inverso **no catalizados**. Después de haber agregado un catalizador, la energía de activación se reduce para ambos procesos, directo e inverso, simbolizados con  $E_{a2}$  y  $E_{a-2}$ , respectivamente. El hecho que se reduzcan estas energías hace que las reacciones directa e inversa sean más rápidas, porque tanto a las moléculas de reactantes como a las del producto, reaccionan más rápidamente, por la menor energía de activación involucrada. En términos muy generales, si la energía de activación para una reacción dada es muy alta, es probable que la reacción sea muy lenta o simplemente no ocurra visiblemente. Luego, la única afirmación correcta es la II.

La pregunta fue respondida correctamente por un 26 % de los estudiantes y fue omitida por el 28 %. Llama la atención que la alternativa D alcanzó un 22 % de respuesta, pregunta que considera que la entalpía de la reacción también se modifica.



14. El siguiente proceso



corresponde a una

- I) fusión de isótopos.
- II) fisión de isótopos.
- III) reacción química.

Es (son) correcta(s)

- A) sólo I.
- B) sólo II.
- C) sólo III.
- D) sólo II y III.
- E) sólo I y III.

**Eje temático:** Fenómenos nucleares.

**Contenido:** Fisión y fusión nuclear.

**Curso:** 4º medio.

**Clave:** A

**Habilidad medida:** Comprensión.

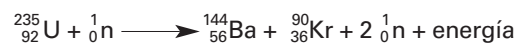
### ANÁLISIS DE LA PREGUNTA.

Los procesos nucleares estudian los cambios que se producen en el núcleo de los átomos, compuesto por protones y neutrones.

Los núcleos atómicos estables no experimentan cambios en forma espontánea, pero aquellos que son inestables se descomponen ya sea por bombardeo del núcleo con partículas de alta energía o espontáneamente liberando distintos tipos de radiaciones, comúnmente partículas alfa, beta o gamma.

Las transformaciones nucleares están representadas por ecuaciones nucleares, que como todas, deben balancearse, es decir, que el número total de protones y neutrones debe ser el mismo en cada lado de la ecuación.

Una **fisión nuclear** involucra la partición de un núcleo inestable en dos partículas más pequeñas, lo que elimina las alternativas B y D. La fisión nuclear generalmente se inicia por el ataque de neutrones de alta energía, por ejemplo



Los dos neutrones de alta energía producidos pueden atacar dos nuevos átomos de  ${}^{235}_{92}\text{U}$  y liberar cuatro neutrones. La sucesión de estas reacciones produce un efecto exponencial denominado reacción en cadena.

Una **fusión nuclear** involucra la unión de dos núcleos para formar un núcleo más pesado, como el proceso citado en la pregunta



En una reacción química los átomos se conservan, es decir, no se destruyen ni se desintegran, sino que se reorganizan para formar nuevas estructuras y nuevos



enlaces. Esto ocurre a nivel de los electrones de valencia y no a nivel nuclear. Sin embargo, esto no ocurre en las reacciones nucleares, donde hay destrucción y desintegración.

En base a estas consideraciones, la alternativa correcta es la A. La reacción nuclear considerada es una fusión nuclear entre dos isótopos del hidrógeno ( ${}^2_1\text{H}$ , deuterio y  ${}^3_1\text{H}$ , tritio) para formar un núcleo más grande ( ${}^4_2\text{He}$ , helio).

Esta pregunta resultó difícil para los postulantes, ya que tuvo una omisión del 26% y una considerable dispersión en las respuestas. Sólo el 15% de los estudiantes contestó correctamente, lo que revela un gran desconocimiento del tema. Se observa confusión entre el concepto de reacción química y reacción nuclear.

15. La vida media del isótopo de fermio,  ${}^{250}_{100}\text{Fm}$  es de 30 minutos. Si inicialmente se dispone de una muestra de 10 miligramos de este isótopo, después de 30 minutos la masa de  ${}^{250}_{100}\text{Fm}$  se reduce a

- A) 0 miligramos
- B) 2,5 miligramos
- C) 3,0 miligramos
- D) 5,0 miligramos
- E) 10,0 miligramos

**Eje temático:** Fenómenos nucleares.

**Contenido:** Concepto de vida media.

**Curso:** 4º Año Medio.

**Clave:** D.

**Habilidad medida:** Aplicación.

### ANÁLISIS DE LA PREGUNTA:

El  ${}^{250}_{100}\text{Fm}$ , como muchos otros núcleos de átomos inestables, se descompone, ya sea por bombardeo del núcleo con partículas de alta energía o en forma espontánea (desintegración radiactiva).

La radiactividad puede presentarse en sustancias al estado natural; por ejemplo, en las plantas, las que incorporan carbono a sus tejidos a través del  $\text{CO}_2$  del aire, transformándolo en carbohidratos por la fotosíntesis. El carbono incorporado presenta sólo trazas de  ${}^{14}_6\text{C}$ , el que continuamente se va desintegrando, por emisión de una partícula beta, y renovando por el proceso indicado. Cuando la planta muere, el  ${}^{14}_6\text{C}$  deja de renovarse y sólo experimenta la desintegración radiactiva, disminuyendo su masa paulatinamente. Cada núclido radiactivo tiene una vida media característica, que corresponde al período específico de tiempo en que una masa determinada de un isótopo se reduce a la mitad, que para el carbono 14 es de 5.700 años. Otros núclidos tienen vidas medias muy diferentes, por ejemplo, el uranio-238 tiene una vida media de  $4,5 \cdot 10^9$  años, en cambio el yodo-139 tiene una vida media de sólo 2,3 segundos.

El  ${}^{250}_{100}\text{Fm}$  tiene una vida media de 30 minutos, período de tiempo en el que una masa de este isótopo radiactivo se reduce a la mitad. Al cabo de otros 30 minutos, la masa resultante se reduce nuevamente a la mitad, quedando la cuarta parte de la masa inicial, y así sucesivamente.

En la pregunta, se considera una masa inicial de 10 miligramos, por lo tanto, al cabo de 30 minutos, que es exactamente su vida media, quedará una masa de 5 miligramos de  ${}^{250}_{100}\text{Fm}$ . La respuesta correcta está indicada por la alternativa D.

La pregunta fue omitida por el 40 % de los alumnos y contestada correctamente sólo por el 27 % de ellos. Una proporción importante de alumnos estima que la vida media es el período en el que se desintegra la totalidad de los núcleos del isótopo radiactivo (15%). Estos resultados indican que el concepto de vida media debe ser tratado con mayor profundidad.



# Modelos de Pruebas y Preguntas comentadas

## INSCRIPCIÓN DE POSTULANTES DE PROMOCIONES ANTERIORES A 2005

Deben entregar los certificados de notas de educación media (NEM) durante el período de inscripción, en la secretaría de admisión correspondiente, salvo quienes hayan participado en algún **proceso posterior al año 1990 y su promedio de NEM esté registrado en la "TARJETA DE IDENTIFICACIÓN"**.

**RECUERDA QUE SE TE CONSIDERA "INSCRITO" CUANDO HAYAS GENERADO LA "TARJETA DE IDENTIFICACIÓN"**

## CIENCIAS

Con el objetivo de ser consecuentes con el Marco Curricular de la Enseñanza Media, la prueba optativa de Ciencias está constituida por 80 Preguntas, distribuidas en dos módulos, los que se **PRESENTAN EN UN SOLO FOLLETO**:

- Un Módulo Común, compuesto por las primeras 54 preguntas: 18 de Biología, 18 de Física y 18 de Química.
- Un Módulo Electivo, que tiene 26 preguntas de Biología, o Física o Química, y que se enumeran del 55 al 80.

En consecuencia, para el presente Proceso de Admisión, la prueba de Ciencias se rendirá en UN SOLO ACTO, sin intermedio entre ambos módulos.

El postulante que rinda la Prueba de Ciencias, al momento de inscribirse, deberá elegir el Módulo Electivo a rendir, SIN POSIBILIDAD DE CAMBIOS POSTERIORES, pues la prueba que contestará tendrá las 80 preguntas en un solo folleto, como se dijo anteriormente, con el Módulo Electivo que eligió en la etapa de inscripción.

La prueba de Ciencias tendrá una duración de 2 horas y 40 minutos.



## ETAPA DE INSCRIPCIÓN

### Arancel de Inscripción:

Promoción del año: \$19.660  
Promociones anteriores: \$26.600

**31 DE AGOSTO:** Finaliza la etapa para inscribirse vía Internet para rendir las PSU.

### EXENTOS PROCESO DE ADMISIÓN 2006

El DEMRE otorga exenciones a los establecimientos educacionales municipalizados y particulares subvencionados, las que consisten en la liberación del pago del arancel de inscripción a un alumno por cada diez que cancelen dicho arancel.

Luego de ingresar a [www.demre.cl](http://www.demre.cl), en el sitio de cada una de estas unidades educativas ("Portal Colegios"), en el sector "Inscritos", se indica la cantidad de exenciones asignadas, las que se han otorgado considerando la inscripción del Proceso anterior y la matrícula informada para el presente Proceso, cantidad que se irá incrementando toda vez que el número de inscritos de derecho a un mayor número de exentos.

### RETIRO DE MODELOS DE PRUEBAS

Se comunica a los Directores de las unidades educativas que se encuentran disponibles en las Secretarías de Admisión los Modelos de Prueba (facsimiles) de Lenguaje y Comunicación y de Matemática, los que deberán ser retirados y entregados a los alumnos que se inscriban en el actual Proceso de Admisión. Los alumnos de promociones anteriores podrán retirarlos desde las Secretarías de Admisión, presentando el Comprobante de Pago y la Tarjeta de Identificación.

### MESA DE AYUDA DEMRE

Teléfonos: 678 38 06 - 678 38 18 - 678 38 28 - 678 38 33 - 678 38 35 - 678 38 38  
Correo electrónico: [mesadeayuda@demre.cl](mailto:mesadeayuda@demre.cl)

## SECRETARÍAS DE ADMISIÓN

▶ Arica	Universidad de Tarapacá	18 de Septiembre 2222
▶ Iquique	Universidad Arturo Prat	Av. Arturo Prat 2120
▶ Tocopilla	Liceo Domingo Latrille	Carrera 1305
▶ Calama	Instituto Obispo Silva Lezaeta	Av. Bernardo O'Higgins 125
▶ Antofagasta	Universidad de Antofagasta	Universidad de Antofagasta 02800
▶ Copiapó	Liceo José Antonio Carvajal	Av. Henríquez 198
▶ Vallenar	Liceo Pedro Troncoso Machuca	Eleuterio Ramírez 1115
▶ La Serena	Universidad de La Serena	Benavente 980
▶ Ovalle	Liceo Alejandro Alvarez Jofré	Victoria 190
▶ Illapel	Liceo Domingo Ortiz de Rozas	Buín 057
▶ La Ligua	Liceo Pulmahue	Pedro Polanco 480
▶ San Felipe	Liceo Politécnico Dr. Roberto Humeres	Santo Domingo 207
▶ Quillota	Liceo de Niñas de Quillota	Merced 111
▶ Valparaíso	Universidad de Valparaíso	Alvares 1210
▶ San Antonio	Liceo Juan Dante Parraguez Arellano	Av. Barros Luco 2401
▶ Isla de Pascua	Liceo Lorenzo Baeza Vega	Tepito o Te Henua s/n°
▶ Santiago	Departamento de Evaluación, Medición y Registro Educativo - DEMRE	Av. José Pedro Alessandri 685, Ñuñoa
▶ Puente Alto	Liceo Puente Alto A-115	Ernesto Alvear 90
▶ Melipilla	Colegio San Agustín	Valdés 290

▶ Rancagua	Liceo Industrial Presidente Pedro Aguirre Cerda	Av. La Victoria s/n°, Parque Comunal
▶ San Fernando	Liceo Eduardo Charne	Olegario Lazo 952
▶ Curicó	Universidad de Talca - Campus Curicó	Merced 437
▶ Talca	Universidad de Talca	2 Norte 685
▶ Linares	Liceo Juan Ignacio Molina	Lautaro s/n°
▶ Cauquenes	Liceo Antonio Varas	Claudia Urrutia 252
▶ Chillán	Universidad del Bío-Bío	Av. Andrés Bello s/n°
▶ Concepción	Universidad de Concepción	Edmundo Larenas 64-A
▶ Lebu	Liceo Isidora Ramos de Gajardo	Luis Cruz Martínez s/n°
▶ Los Ángeles	Universidad de Concepción - Sede Los Ángeles	Juan Antonio Colima 0201
▶ Angol	Universidad de la Frontera - Sede Malleco	O'Higgins 50
▶ Victoria	Universidad Arturo Prat - Sede Victoria	Av. O'Higgins 0195
▶ Temuco	Universidad de La Frontera	Av. Francisco Salazar 01145
▶ Valdivia	Universidad Austral de Chile	Campus Universitario Isla Teja
▶ Osorno	Universidad de Los Lagos	Av. Fuschlocher 1305
▶ Puerto Montt	Universidad Austral de Chile - Sede Pto. Montt	Los Pinos s/n° - Pelluco
▶ Ancud	Liceo Domingo Espiñeira Riesco	Almirante Latorre 555
▶ Castro	Liceo Politécnico de Castro	Freire 540
▶ Coihaique	Liceo San Felipe Benicio	Plaza de Armas 315
▶ Punta Arenas	Universidad de Magallanes	Av. Bulnes 01855



# GRAN CONCURSO: La Pregunta del Día de la PSU

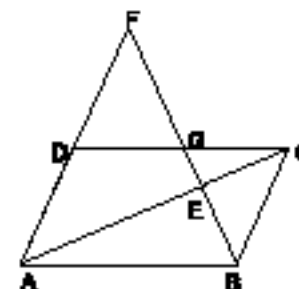
Busca la pregunta del día que se publica de lunes a domingo en el cuerpo C de El Mercurio o busca las preguntas en EMOL. Envía un mensaje de texto desde tu teléfono móvil al número 4556 (\*), digitando el número de la pregunta y la letra de la alternativa correcta (ej. 1A), y participarás mensualmente en el sorteo de espectaculares premios:

## PREGUNTA DEL DÍA

### PREGUNTA 91 MATEMÁTICA

En la figura adjunta, ABCD es un paralelogramo, el segmento  $EF = 32$  cms. y el segmento  $GF = 24$  cms. Entonces, el segmento  $BE$  mide:

- A) 20 cms.
- B) 16 cms.
- C) 12 cms.
- D) 8 cms.
- E) 4 cms.



**20**  
Becas

Wall Street  
INSTITUTE  
Scores of Exams



Volkswagen Gol  
Sport

## SORTEOS MENSUALES

Gana todos los meses 2 becas de Inglés, en Wall Street Institute y 25 tarjetas por \$20.000 en consumo en una gran tienda

**GRAN SORTEO FINAL 5 DE DICIEMBRE: 1 Automóvil Volkswagen Gol Sport y 4 Becas de Inglés en Wall Street Institute**

\*Valor del mensaje \$250 IVA incluido.

Participan todas las respuestas correctas de cualquier pregunta publicada, enviadas hasta el último domingo a las 24:00 hrs, anterior a cada sorteo mensual, las que entran automáticamente a participar, a su vez, en el gran sorteo final. Encuentra las becas y las preguntas que ya se han publicado en [www.alternativas.mercurio.cl](http://www.alternativas.mercurio.cl). Al participar recibirás de vuelta la respuesta correcta. Los resultados mensuales serán publicados en El Mercurio y en Emol el primer martes de cada mes. Entrega de premios hasta el 31 de diciembre de 2005. Cuarto sorteo lunes 1° de Agosto.



[www.volkswagen.cl](http://www.volkswagen.cl)

emol  
EL MERCURIO ONLINE

[www.alternativas.mercurio.cl](http://www.alternativas.mercurio.cl)



EL MERCURIO



# alternativas académicas



## 1 Documento oficial

¡Este es el momento de leer y entregarse el Documento Oficial PSU del Proceso de Admisión 2006. En esta oportunidad incluye los nuevos contenidos de la PSU de Matemáticas.



## 2 Financiar una carrera

Cómo financiar los estudios de educación superior es uno de los desafíos que deben enfrentar muchos jóvenes. Aquí entregamos los episodios que están.

© Págora



## 3 Proceso de admisión

Es importante que los postulantes que estudian la PSU conozcan todos los pasos del Proceso de Admisión 2006. Un error puede impedir quedar fuera del proceso.

© Págora

En [www.alternativas.mercurio.cl](http://www.alternativas.mercurio.cl) hay antecedentes de todas las carreras. Ingresa.

- Un análisis completo hecho por especialistas y las claves para enfrentar la PSU de Lenguaje y Comunicación, Matemática, Ciencias Sociales y Ciencias en Alternativas Académicas.

- Radiografía de las universidades privadas, en qué están, cómo son sus procesos de investigación, la conformación de las mallas curriculares, su infraestructura, las novedades, las actividades extraprogramáticas para sus alumnos etc.

- Información al día sobre el Proceso de Admisión 2006 a las universidades y la inscripción para rendir la PSU

- Reportajes sobre orientación vocacional, el campo laboral de las diversas carreras, la opinión de los rectores, formas de preparar la PSU, entrevistas a jóvenes y personalidades del sector educación.



1

EMILIA JARA  
CARRERA:  
Derecho (Universidad)

2

OSCAR MORALES  
CARRERA:  
Ingeniería (Universidad)

3

EMILIA JARA  
CARRERA:  
Derecho (Universidad)

4

OSCAR MORALES  
CARRERA:  
Ingeniería (Universidad)

5

EMILIA JARA  
CARRERA:  
Derecho (Universidad)

6

OSCAR MORALES  
CARRERA:  
Ingeniería (Universidad)

7

EMILIA JARA  
CARRERA:  
Derecho (Universidad)

Fecha estimada de Publicación: 27.07.05 | 03.08.05 | 10.08.05 | 17.08.05 | 24.08.05 | 31.08.05  
Cierre Comercial: 18.07.05 | 22.07.05 | 29.07.05 | 06.08.05 | 12.08.05 | 19.08.05

  
**EL MERCURIO**

FORMATO: ESTANDAR  
PAPEL: BIÓ BIÓ  
MEDIO: EL MERCURIO SANTIAGO, EDICIÓN NACIONAL

  
ediciones especiales  
**EL MERCURIO**

Para mayor información y reserva de espacios publicitarios o crónicas publicitarias, favor contactarnos con Viviana Escobar, al teléfono 3301921, email: [vescobar@mercurio.cl](mailto:vescobar@mercurio.cl) o Patricio Ayala al teléfono 3301472, email: [payala@mercurio.cl](mailto:payala@mercurio.cl) • Fax: 2284774