



UNIVERSIDAD
DE LA REPÚBLICA
URUGUAY

Temario – Nivel 3

Programa Olimpiada Uruguay de Química.

Temario de la Olimpiada Departamental.

Vigente desde: año 2014.

La olimpiada departamental de nivel 3 consiste en una prueba exclusivamente teórica.

El resultado de la olimpiada departamental es clasificatorio para la Olimpiada Nacional.

Participan en el nivel 3 solamente estudiantes de sexto año de secundaria.

Prueba departamental

1. La materia.

- 1.1. Estados de agregación de la materia. Sustancias puras y mezclas. Concepto de materia, elemento, compuesto, molécula, ion y mezcla. Mezclas homogéneas y heterogéneas.
- 1.2. Propiedades físicas y medida. Propiedades intensivas y extensivas. Unidades de medición: longitud, masa, temperatura, unidades del S.I. y derivadas.
- 1.3. Nomenclatura inorgánica. Sales. Ácidos e hidróxidos. Óxidos e hidruros. Números de oxidación: concepto, reglas y usos en nomenclatura. Número de oxidación de los elementos metálicos y no metálicos más comunes.

2. Estructura electrónica de los átomos.

- 2.1. La naturaleza dual de la luz. El fotón.
- 2.2. Cuantización de la energía. Ecuaciones de Planck.
- 2.3. El átomo. Núcleo y periferia: protón, neutrón y electrón. Número atómico y número másico. Isótopos. Masa atómica.
- 2.4. Estados energéticos del átomo de hidrógeno. Espectros de emisión y absorción. Ecuación de Rydberg.
- 2.5. Orbitales atómicos. Orbitales y números cuánticos. Representación de orbitales s, p y d.
- 2.6. Átomos polielectrónicos. Carga nuclear efectiva. Energía de los orbitales en los átomos polielectrónicos. Spin electrónico. Reglas de llenado: principio de exclusión de Pauli, principio de construcción y regla de Hund. Configuración electrónica de átomos e iones.

3. Propiedades periódicas de los elementos.

- 3.1. La tabla periódica. Grupos y períodos. Clasificación de los elementos: metales, no metales, bloques de la tabla periódica.
- 3.2. Propiedades periódicas. Tamaño atómico e iónico. Energía de ionización. Electroafinidad. Electronegatividad. Carácter metálico.

4. Teoría del enlace covalente y geometría molecular.

- 4.1. El enlace covalente. Concepto y características básicas.
- 4.2. Teoría de Lewis. Estructuras de Lewis. Carga formal. Resonancia.
- 4.3. Regla del octeto. Aplicaciones. Excepciones a la regla del octeto.
- 4.4. Geometría molecular: teoría de RPEENV. Predicción de geometrías moleculares. Efecto de los electrones no enlazantes sobre los ángulos de enlace. Efecto de los enlaces múltiples sobre los ángulos de enlace. Moléculas con capa de valencia extendida.
- 4.5. Polaridad de las moléculas. Momento dipolar y dipolo de enlace. Polaridad molecular.
- 4.6. Teoría de enlace de valencia. Traspase de los orbitales. Hibridación de orbitales: sp , sp^2 , sp^3 , sp^3d y sp^3d^2 . Enlaces múltiples.
- 4.7. Fuerza de los enlaces covalentes. Energía de enlace. Cálculo de entalpías de reacción a través de energías de enlace.

5. Enlaces de baja energía.

- 5.1. Interacción ion-dipolo.
- 5.2. Interacción dipolo-dipolo.
- 5.3. Interacción dipolo-dipolo inducido.
- 5.4. Interacción dipolo instantáneo – dipolo inducido (fuerzas de London).
- 5.5. Enlace de hidrógeno.
- 5.6. Intensidad relativa de los enlaces de baja energía.

6. Conceptos básicos de soluciones.

- 6.1. Soluciones acuosas. El agua como solvente. Concepto de soluto y solvente. Concepto de densidad de la solución.

- 6.2. Concentración de soluciones. Cálculo de la concentración en molaridad, g/L, % (m/m) y fracción molar.
 - 6.3. Ácidos, bases y sales. Reacciones de disociación. Reacción de neutralización. Electrolitos fuertes y débiles. Concepto de pH.
 - 6.4. Solubilidad. Concepto de solubilidad y solución saturada. Relación de la solubilidad con la temperatura.
- 7. Estequiometría.**
- 7.1. Pesos atómicos y moleculares. Concepto de peso molecular y peso fórmula. Composición porcentual a partir de fórmulas. Fórmulas empíricas a partir de análisis elemental.
 - 7.2. El mol. Definición. Masa molar. Interconversión de masas, moles y número de partículas.
 - 7.3. Reacciones químicas. Ley de conservación de la masa. Escritura e igualación de ecuaciones químicas.
 - 7.4. Información cuantitativa a partir de ecuaciones balanceadas. Reactivo limitante. Porcentaje de exceso de reactivos. Pureza de reactivos. Rendimiento.
- 8. Termodinámica.**
- 8.1. Primera ley de la termodinámica. Concepto de sistema y entorno. Concepto de calor, trabajo y energía interna. Relación entre calor, trabajo y energía interna. Procesos exotérmicos y endotérmicos. Concepto de función de estado.
 - 8.2. Entalpía. Relación entre la energía interna y entalpía. Entalpía de reacción. Concepto de capacidad calorífica y calor específico. Calorimetría. Ley de Hess. Entalpías de formación: definición y usos.
 - 8.3. Procesos espontáneos.
 - 8.4. Segunda ley de la termodinámica. Definición y concepto de entropía. Cálculo de los cambios de entropía.
 - 8.5. Energía libre de Gibbs. Definición. Predicción de la espontaneidad de una reacción. Cambios de energía libre estándar. Relación entre la variación de la energía libre y la temperatura. Relación entre la variación de la energía libre y la constante de equilibrio.
- 9. Química orgánica.**
- 9.1. Hidrocarburos. Estructura, clasificación y propiedades. Derivados halogenados e isomería. Nomenclatura y formulación.



Facultad
de Química



UNIVERSIDAD
DE LA REPÚBLICA
URUGUAY

- 9.2. Combustión. Combustión completa e incompleta. Reacciones e igualación.
- 9.3. Compuestos orgánicos oxigenados. Ácidos, aldehídos, alcoholes y cetonas. Nomenclatura y formulación.

10. Bioquímica. La estructura de las biomoléculas.

- 10.1. Prótidos. Aminoácidos. Forma zwiterión y punto isoeléctrico. Pépticos. Identificación del enlace peptídico.
- 10.2. Glúcidos. Monosacáridos. Glucosa y fructosa. Formulación y nomenclatura. Disacáridos. Enlace glicosídico. Formas furanósica y piranósica. Anómeros. Forma de Haworth. Polisacáridos. Almidón y celulosa. Identificación y diferencias.

Prueba Nacional Teórica

Programa Olimpiada Uruguaya de Química.

Temario de la Olimpiada Departamental.

Vigente desde: año 2014.

La olimpiada nacional de nivel 3 consiste en una prueba teórica y experimental.

Participan en el nivel 3 estudiantes clasificados en la instancia departamental.

La prueba teórica de la olimpiada nacional nivel 3 incluye todos los temas de la olimpiada departamental y además se agregan o modifican los temas según se indica a continuación.

9. Química orgánica.

- 9.1. Hidrocarburos. Estructura, clasificación y propiedades. Derivados halogenados e isomería. Nomenclatura y formulación.
- 9.2. Combustión. Combustión completa e incompleta. Reacciones e igualación.
- 9.3. Compuestos orgánicos oxigenados. Ácidos, aldehídos, alcoholes y cetonas. Nomenclatura y formulación.
- 9.4. Compuestos orgánicos nitrogenados. Aminas y amidas. Nomenclatura y formulación.

- 10.3. Polímeros sintéticos. Definición. Polimerización por adición y condensación.

10. Bioquímica. La estructura de las biomoléculas.

- 10.1. Prótidos. Aminoácidos. Forma zwiterión y punto isoeléctrico. Pépticos. Identificación del enlace peptídico. Proteínas. Niveles estructurales y clasificación.
- 10.2. Lípidos. Ácidos grasos y triglicéridos. Nomenclatura IUPAC desde C4 hasta C18. Formulación. Nombres triviales. Reacciones de hidrólisis, esterificación y transesterificación. Jabones y detergentes. Reacción de saponificación.

- 10.3. Glúcidos. Monosacáridos. Estructura, cetosas y aldosas. Nomenclatura. Mutarrotación. Epimerización. Oxidación de carbohidratos. Azúcares reductores y no reductores. Reactivos de Fehling, Tollens y Benedict. Disacáridos. Enlace glicosídico. Disacáridos conocidos (lactosa, sacarosa y maltosa). Formas furanósica y piranósica. Anómeros. Hemiacetales y acetales. Forma de Haworth. Polisacáridos. Almidón y celulosa.

11. Enlace iónico.

- 11.1. Modelo del enlace iónico.
11.2. Energía de red.
11.3. Propiedades de los sólidos iónicos.

12. Equilibrio químico.

- 12.1. El modelo dinámico del equilibrio químico.
12.2. Caracterización de sistemas en equilibrio. La constante de equilibrio. K_c y K_p . Relación entre K_c y K_p . Cálculo de la constante de equilibrio.
12.3. Aplicaciones de la constante de equilibrio. Predicción del sentido de reacción: Q vs K . Cálculo de las concentraciones de las especies en equilibrio.
12.4. El principio de Le Chatelier.
12.5. Equilibrios heterogéneos.

13. Electroquímica.

- 13.1. Igualación de reacciones de oxidación – reducción. Método del cambio del número de oxidación. Método de las semirreacciones.
13.2. Celdas galvánicas. Potenciales estándar de reducción. Fuerza electromotriz de la celda. Agentes oxidantes y reductores.
13.3. Electrólisis. Ley de Faraday.

14. Equilibrio químico.

- 14.1. El modelo dinámico del equilibrio químico.
14.2. Caracterización de sistemas en equilibrio. La constante de equilibrio. K_c y K_p . Relación entre K_c y K_p . Cálculo de la constante de equilibrio.

15. La materia y sus propiedades.

- 15.1. Estados de agregación de la materia. Cambios de estado. Entalpías de cambio de estado. Diagramas de fases para sustancias puras.

- 15.2. El estado sólido. Sólidos cristalinos y amorfos. Características estructurales. Celda unidad (primitiva, centrada en el cuerpo y centrada en las caras). Enlaces presentes: sólidos iónicos, covalentes, moleculares y metálicos. Punto de fusión de los diferentes sólidos en función de los enlaces presentes.
- 15.3. El estado gaseoso. Características de los gases. Leyes de los gases ideales (Boyle, Charles y Avogadro). Ley de los gases ideales. Mezcla de gases y presiones parciales: ley de Dalton. Obtención de gases sobre agua.
- 15.4. El estado líquido. Cambios de fase. Equilibrio líquido – vapor. Presión de vapor de un líquido y dependencia con la temperatura. Presión de vapor y punto de ebullición.

Prueba Nacional Experimental

El examen de la olimpiada nacional nivel 3 consiste en la ejecución de una prueba experimental y su correspondiente tratamiento de datos. Para realizar la prueba el estudiante debe estar familiarizado con las siguientes operaciones básicas de laboratorio.

1. Seguridad en el laboratorio.

Comportamiento adecuado en el laboratorio: no comer, no beber, no masticar chicle, no usar calzado descubierto, no usar el pelo suelto. Uso correcto de túnica de laboratorio (el estudiante debe traer su propia túnica). Uso correcto de lentes de laboratorio (el estudiante debe traer sus propios lentes de laboratorio). Uso de guantes de laboratorio (en caso que sea necesario los proveerá el Programa).

2. Manejo de reactivos.

Manipulación adecuada de los reactivos. Cuidados a tener con reactivos corrosivos, irritantes, inflamables y tóxicos.

3. Manejo de instrumental de laboratorio.

Balanza. Termómetro. Mechero Bunsen.

4. Manejo de material de laboratorio.

Pipeta graduada y aforada. Bureta. Probeta. Matraces aforados.

5. Operaciones generales de laboratorio.

Trasvase cuantitativo de líquidos y sólidos. Preparación de soluciones por pesada directa. Preparación de soluciones por dilución. Filtración por gravedad. Separación por decantación. Lavado de sólidos. Valoraciones ácido – base. Valoraciones redox (permanganometría). Valoraciones de precipitación (argentometría).

6. Ejemplos de actividades se pueden encontrar en el programa oficial de Consejo de Educación Secundaria para segundo año de bachillerato diversificado.