

**GRADO****10°****GRUPO****DOCENTE****ANDERSON A. CLAVIJO CORTÉS****ASIGNATURA****QUÍMICA****I. COMPETENCIA: Interpretativa****Números cuánticos**

La siguiente guía la puede descargar del Blog del ÁREA DE CIENCIAS NATURALES, en el botón Química Décimo-Primer Período

<https://andersonclavijo.wixsite.com/cienciasnaturales>

Desde este enlace puede descargar el libro Hipertexto 1. Editorial Santillana

FORMULARIO: <https://forms.gle/g6hRbGMoo7of9yAN9>

I. ACTIVIDADES

Tabla 3: Número atómico y número de masa de algunos elementos fundamentales para los seres vivos.

**Números cuánticos**

Elemento	Funciones que favorece	Síntomas de carencia	Fuentes	(Z)	A
Calcio	Coagulación de la sangre y funcionamiento de músculos y huesos.	Falta de crecimiento, raquitismo, osteoporosis.	Lácteos, verduras, pescado		
Fósforo	Formación de huesos. Obtención de energía.	Desmineralización ósea y debilidad.	Lácteos, carne, pescado, granos		
Azufre	Síntesis de aminoácidos.	Falla del metabolismo por inhibición de actividad enzimática.	Carne, pescado, verduras		
Potasio	Función del sistema nervioso y sistema muscular.	Debilidad muscular, parálisis, ritmo cardiaco irregular y pérdida de apetito.	Carne, pescado, leche, frutas (banano).		
Sodio	Balance de agua corporal, función nerviosa.	Calambres, apatía y cansancio.	Pescados, huevos, sal de mesa		
Hierro	Transporte de oxígeno y dióxido de carbono, respiración celular, funcionamiento de sistema nervioso y muscular.	Anemia, debilidad, cansancio, exposición a enfermedades infectocontagiosas.	Hígado, pescado, vegetales, granos		
Yodo	Síntesis de hormona tiroidea.	Bocio y cretinismo.	Mariscos, lácteos, sal yodada		
Cobre	Formación de glóbulos rojos.	Anemia. Disminución del crecimiento y fallas en el sistema nervioso y muscular.	Carne, huevos, pescado.		



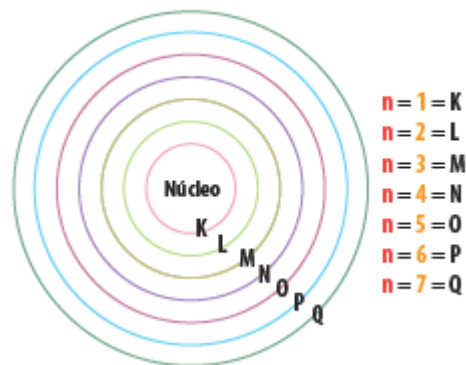
El modelo cuántico del átomo establece cuatro números cuánticos para describir las características de un electrón: número cuántico principal (n), número cuántico secundario o azimutal (l), número cuántico magnético (ml) y número cuántico de spin (ms).

Esquema 1

Modelo atómico actual

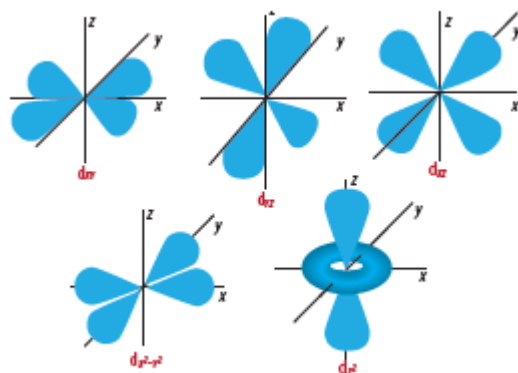
1. En la periferia del átomo se ubican los electrones y en el núcleo se encuentran los protones junto a los neutrones.
2. Los electrones poseen cantidades de energías específicas o definidas.
3. Los niveles de energía está formado por subniveles de energía.
4. Los electrones cercanos al núcleo poseen poca energía y viceversa.
5. Los electrones se mueven en zonas llamadas orbitales.
6. En cada orbital se pueden ubicar un máximo de dos electrones.
7. Los electrones presentan giros llamados *spin*. Este giro puede tener dos sentidos: como las agujas del reloj o en el sentido contrario. Por esto sólo toma dos valores (+1/2 y -1/2).

- **Número cuántico principal (n):** se refiere al nivel de energía o regiones de espacio donde existe una alta probabilidad de hallar un electrón. Se representa con números enteros que oscilan entre uno (1) y siete (7) o con las letras K, L, M, N, O, P, Q. Cada nivel tiene una cantidad de energía específica, siendo el nivel de energía más bajo n = 1 y el más alto n = 7. Por ejemplo, el nivel n= 3 (M) indica la probabilidad de que el electrón se ubique en el tercer nivel de energía. El nivel 1 se encuentra más cerca al núcleo; entre tanto, el nivel 7 es el más distante. Del mismo modo, el nivel n = 3 (M) tiene un radio mayor que el nivel n = 2 (L) y en consecuencia tiene mayor energía.



Cada nivel energético tiene un número determinado de electrones, el cual se calcula mediante la ecuación $X = 2n^2$, donde X representa el número de electrones y n el número del nivel. Por ejemplo, el número de electrones para el nivel 1 se calcula $X = 2 \times 1^2 = 2$; el del nivel 2 $X = 2 \times 2^2$; el del nivel 3 $X = 2 \times 3^2$.

- **Número cuántico secundario o azimutal (l):** cada uno de los niveles de energía consiste en uno o más subniveles, en los que se encuentran los electrones con energía idéntica. Los subniveles se identifican con las letras s, p, d y f. El número de subniveles dentro de cada nivel de energía es igual a su número cuántico principal. Por ejemplo el primer nivel de energía (n = 1) tiene un subnivel 1s. El segundo, (n = 2) tiene dos subniveles 2s y 2p. El tercer nivel (n = 3) tiene tres subniveles 3s, 3p y 3d, el cuarto tendrá 4 subniveles 4s, 4p, 4d y 4f. Los niveles de energía n = 5, n = 6 y n = 7 también tienen tantos subniveles como el valor de n, pero sólo se utilizan los niveles s, p, d y f para contener los electrones de los 118 elementos conocidos a la





fecha. Por último, cada subnivel puede contener un número máximo de electrones así: s = 2 electrones, p = 6 electrones, d = 10 electrones y f = 14 electrones.

- **Número cuántico magnético (ml):** el número cuántico magnético determina la orientación de la nube electrónica que sigue el electrón alrededor del núcleo. Es decir, nos describe la orientación del orbital en el espacio en función de las coordenadas x, y y z. Para el electrón, indica el orbital donde se encuentra dentro de un determinado subnivel de energía y para el orbital, determina la orientación espacial que adopta cuando el átomo es sometido a la acción de un campo magnético externo. Para cada valor de l, ml puede tomar todos los valores comprendidos entre -l y +l. Así, si l = 1, los valores posibles de ml serán -1,0 y +1, y tendrá tres orientaciones a saber: px, py y pz.
- **Número cuántico de spin (ms):** indica el giro del electrón en torno a su propio eje. Este giro puede tener dos sentidos (como las agujas del reloj o en sentido contrario), por esto sólo toma dos valores: +1/2 gira a la derecha y -1/2 gira a la izquierda.

Tomado y editado de: Burns Ralph (2003). *Fundamentos de Química*. Ciudad de México, México: Editorial Pearson.

ACTIVIDADES

Utilice el Esquema 1 y la lectura anterior y complete la siguiente tabla, relacionando el postulado de la teoría cuántica (Esquema 1) con el número cuántico correspondiente.

Tabla 4: Números cuánticos y relación con los postulados de la teoría atómica actual.

Número cuántico	Postulados relacionados
Número cuántico principal (n)	
Número cuántico secundario o azimutal (l)	
Número cuántico magnético (ml)	
Número cuántico de spin (ms): Indica el giro del electrón	

Teniendo en cuenta la Información de la Lectura 1, responda:

1 ¿Un electrón del nivel 2 tiene más o menos energía que un electrón del nivel 4? Sustente su respuesta.

2 ¿Cuál es el número máximo posible de electrones en el subnivel 5d? _____

3 Indique el número máximo de electrones en el subnivel 3p _____

4 Indique cuál es el número máximo de electrones en el nivel de energía n = 4

5 ¿A qué conclusión se puede llegar?



terice una partícula subatómica.

2.5 Arquitectura electrónica

2.5.1 La ecuación de Schrödinger

En 1926, Erwin Schrödinger (1887-1961) (figura 25) describió el comportamiento del electrón en un átomo de acuerdo con consideraciones estadísticas, es decir, en términos probabilísticos. Schrödinger consideró que la trayectoria definida del electrón, según Bohr, debe sustituirse por la probabilidad de hallarlo en una zona del espacio periférico al núcleo atómico. Esta probabilidad es también la densidad electrónica o nube de carga electrónica, de modo que las regiones donde existe una alta probabilidad de encontrar al electrón, son las zonas de alta densidad electrónica. Las ecuaciones de Schrödinger delimitan regiones en el espacio, que corresponden, más o menos a los orbitales establecidos por Bohr, pero que designan las zonas en las cuales la probabilidad de hallar un electrón, en un momento dado, es muy alta. Es decir, no podemos decir dónde estará ese electrón en un momento t , sino cuál es la probabilidad de que dicha partícula se encuentre en la zona observada en ese momento. Estos orbitales se describen por medio de cuatro parámetros, llamados **números cuánticos**.



Figura 25. Erwin Schrödinger (1887-1961) contribuyó significativamente a la elaboración del modelo atómico actual, con la formulación de un sistema probabilístico para indicar la ubicación de un electrón cualquiera en la periferia de un átomo.

2.5.2 Los números cuánticos

Para describir las características de un electrón situado en un determinado orbital, se necesitan cuatro números cuánticos, que se representan mediante las letras n , l , m_l y m_s .

- **Número cuántico principal (n)**. Define una capa o nivel de energía en la periferia del núcleo del átomo (figura 26). Los valores que puede tomar n son los números 1, 2, 3, etc. Entre mayor sea el valor de n , la distancia entre un electrón presente allí y el núcleo atómico, será mayor. Así mismo la energía que esta partícula posea también será mayor.
- **Número cuántico secundario (l)**. Determina la forma del orbital, es decir, la región donde el electrón se mueve (figura 27). Los posibles valores de l dependen de n , de modo que, para cada valor de n , l puede tomar todos los valores comprendidos entre 0 y $(n - 1)$. Por ejemplo, si $n = 4$, el número l puede tomar los valores 0, 1, 2 y 3. Se acostumbra simbolizar con letras los valores numéricos que puede tomar el número cuántico l :

Número cuántico secundario	Símbolo del orbital
0	s
1	p
2	d
3	f

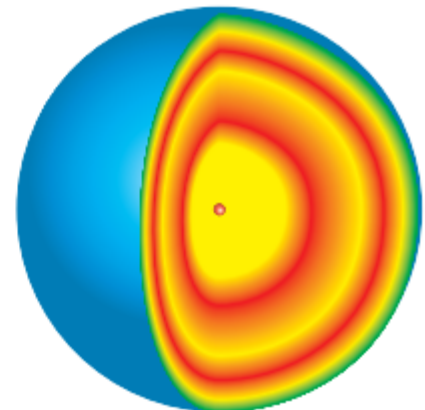


Figura 26. El número cuántico principal determina el nivel de energía.

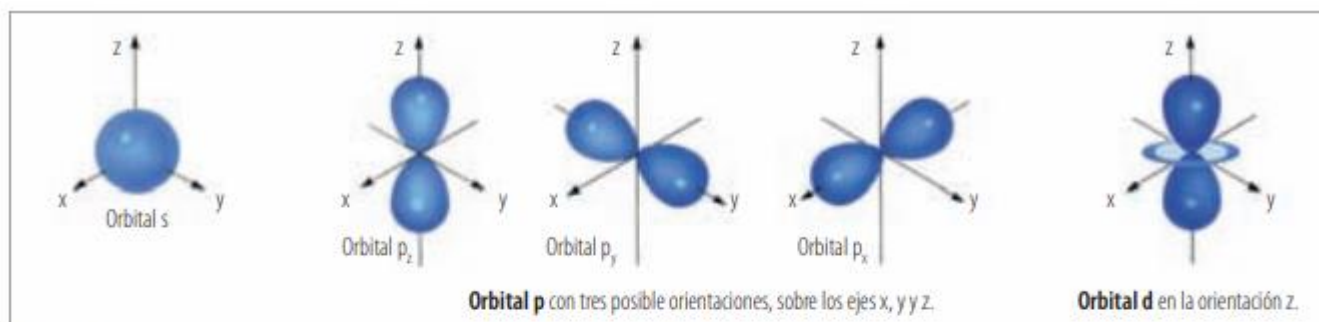


Figura 27. El número cuántico secundario (l) determina la forma del orbital, mientras que el número cuántico magnético indica la orientación espacial de dicho orbital.

Los diferentes orbitales (s, p, d y f) se conocen informalmente como **subniveles** de energía.

- **Número cuántico magnético (m_l).** Define la orientación que pueden presentar los orbitales de un mismo subnivel en relación con un campo magnético externo. Para cada valor de l , m_l puede tomar todos los valores enteros comprendidos entre $-l$ y $+l$. Así, si $l = 2$, los valores posibles de m_l serán: $-2, -1, 0, 1$ y 2 .
- **Número cuántico de espín (m_s).** Un orbital puede albergar como máximo dos electrones. Dichos electrones se diferencian entre sí por el sentido de giro sobre su eje. Cuando dos electrones ocupan el mismo orbital, sus sentidos de giro son opuestos. Como sólo son posibles dos sentidos de giro, el número cuántico m_s puede tomar solamente dos valores, que son $+1/2$ y $-1/2$, y que también se simbolizan con flechas contrarias (\uparrow). Como el electrón es una partícula cargada se comporta como un pequeño imán, por lo cual se dice que tiene un espín o giro (figura 28).

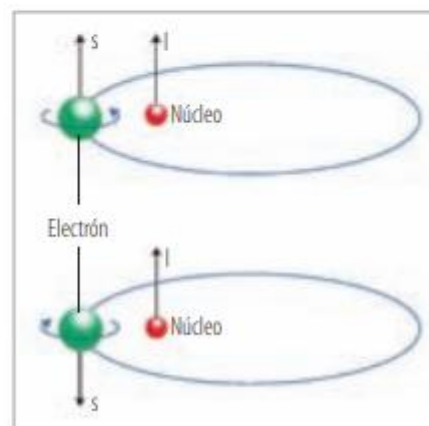


Figura 28. Representación del número cuántico m_s o espín.



2.5.3 Configuraciones electrónicas

Una gran parte de las propiedades físicas y todas las propiedades químicas de un elemento dependen de la corteza electrónica de los átomos que lo componen. Esta es la razón por la cual es importante conocer cómo están distribuidos los electrones en la zona periférica de un átomo. El ordenamiento que se presenta para cada átomo se conoce como configuración electrónica del estado fundamental o basal de los átomos. Esta corresponde al átomo aislado en su estado de mínima energía.

Hasta ahora hemos visto que los electrones se organizan alrededor del núcleo en órbitas u orbitales. Estas órbitas corresponden a regiones del espacio en las que la probabilidad de hallar un electrón es alta y se caracterizan por poseer un determinado nivel de energía. También sabemos que dentro de un nivel de energía dado hay subdivisiones, que denominaremos subniveles. Por último, hemos mencionado que el número de electrones permitido en un subnivel, así como la forma y orientación espacial de este, están determinados por los cuatro números cuánticos. A continuación veremos en detalle cómo se distribuyen los electrones en estas regiones espaciales para diferentes átomos.

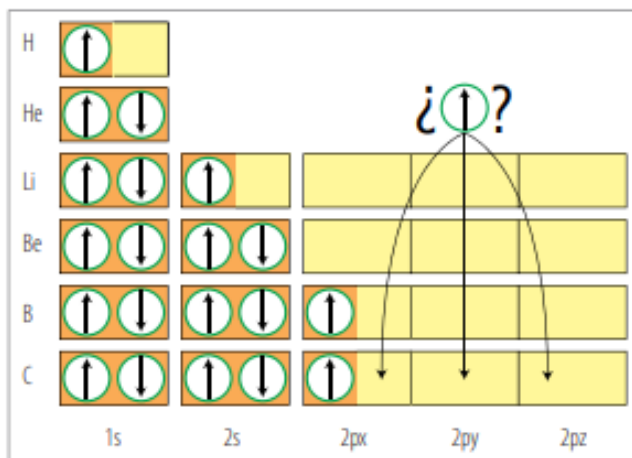


Figura 29. Esquema que ilustra los principios de construcción de Aufbau y la regla de Hund. Vemos las configuraciones electrónicas de una sucesión de elementos, desde el H ($Z = 1$), hasta el C ($Z = 6$). Si se añade un nuevo electrón a la configuración de carbono, éste debe ubicarse en $2p_y$.

Algunas consideraciones preliminares

Para construir una especie de mapa, que describa cómo están dispuestos los electrones en la periferia del núcleo atómico, deben tenerse en cuenta los siguientes principios:

- **Principio de ordenamiento.** Al ordenar los elementos de manera creciente de números atómicos, cada átomo de un elemento tendrá un electrón más que el del elemento que le precede. Por ejemplo, cada átomo de carbono ($Z = 6$) tendrá un electrón más que cada átomo de boro ($Z = 5$).
- **Principio de Aufbau.** Es complemento del anterior y establece que el electrón que distingue a un elemento del elemento precedente se ubica en el orbital atómico de menor energía disponible (s o p).
- **Principio de exclusión de Pauli.** Un orbital no puede contener más de dos electrones, y los espines de dichos electrones deben tener valores opuestos. Se representan $\uparrow\downarrow$.



- **Principio de máxima multiplicidad de carga (regla de Hund).** Los electrones que pertenecen a un mismo subnivel se disponen de manera que exista el mayor número posible de electrones desapareados con el mismo valor de espín. Cuando un orbital contiene únicamente un electrón, se dice que este electrón está **desapareado** (figuras 29 y 30).

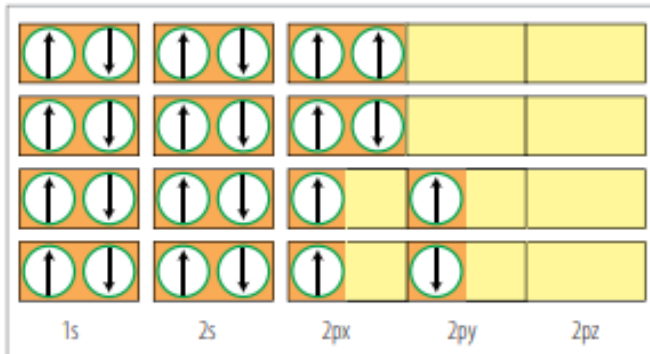


Figura 30. En el esquema se muestran cuatro posibles soluciones para la configuración electrónica de un elemento hipotético. Según la regla de Hund, ¿cuál de estas disposiciones electrónicas es la correcta?

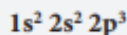
Distribución de los electrones en el átomo

En el esquema de la figura 17 se muestra gráficamente la aplicación de los números cuánticos y los principios mencionados. Los números del 1 a 7 indican el nivel de energía y se pueden representar con las letras mayúsculas K, L, M, N, O, P, Q; las letras minúsculas s, p, d y f representan los subniveles y los exponentes, el número máximo de electrones que puede albergar cada subnivel. Así, 2 para s, 6 en p, 10 en d y 14 en f.

Estos subniveles se van llenando de arriba hacia abajo, en la dirección y sentido que señalan las flechas, debido al orden de energía creciente para los orbitales atómicos, hasta completar tantos electrones como requiera el número atómico del elemento.

* EJEMPLOS

La estructura electrónica del nitrógeno ($Z = 7$) se expresa de la siguiente manera:



Con lo cual estamos indicando que:

- En el nivel de energía 1, subnivel s, hay 2 electrones,
- En el nivel 2, subnivel s, hay 2 electrones y
- En el nivel 2, subnivel p, hay 3 electrones.

Así se tiene un total de 7 electrones que es igual a Z .

La configuración electrónica del N se puede expresar también esquemáticamente, como sigue:



Observa que según la regla de Hund, en el subnivel p se coloca un electrón en cada orbital (representados por cajas en este caso), y se denomina diagrama de orbitales.

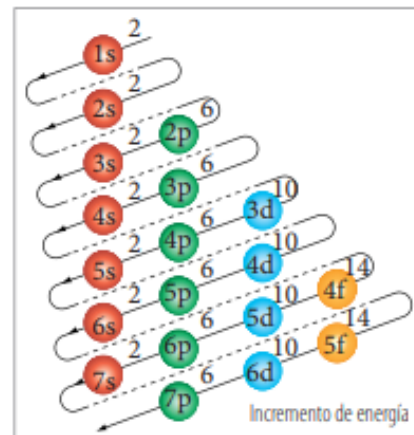


Figura 31. El esquema ilustra gráficamente la aplicación del principio de construcción. Las flechas indican la forma en que se van llenando los subniveles.

El número máximo de electrones que pueden entrar en un nivel se calcula mediante $2n^2$, en donde, n es el nivel de energía.

*** EJEMPLOS**

- Para el nivel 1 se tiene: $2 \cdot (1)^2 = 2$ Número máximo de electrones.
- Para el nivel 2 se tiene: $2 \cdot (2)^2 = 8$ Número máximo de electrones.
- Para el nivel 3 se tiene: $2 \cdot (3)^2 = 18$ Número máximo de electrones.

A manera de ejemplo el siguiente cuadro especifica los números cuánticos y la capacidad electrónica para los cuatro primeros niveles (figura 31).

Nivel de energía (n)	Subnivel de energía (l)	Orientación del orbital m_l	Giro del electron m_s	Capacidad electrónica del subnivel	Capacidad electrónica del nivel de energía
1 (K)	0 (1s)	0	$\pm 1/2$	2	2
2 (L)	0 (2s)	0	$\pm 1/2$	2	8
	1 (2p)	-1, 0, +1	$\pm 1/2$, para cada valor de m_l	6	
3 (M)	0 (3s)	0	$\pm 1/2$	2	18
	1 (3p)	-1, 0, +1	$\pm 1/2$, para cada valor de m_l	6	
	2 (3d)	-2, -1, 0, 1, +2	$\pm 1/2$, para cada valor de m_l	10	
4 (N)	0 (4s)	0	$\pm 1/2$	2	32
	1 (4p)	-1, 0, +1	$\pm 1/2$, para cada valor de m_l	6	
	2 (4d)	-2, -1, 0, 1, 2	$\pm 1/2$, para cada valor de m_l	10	
	3 (4f)	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	$\pm 1/2$, para cada valor de m_l	14	

Tomado del Libre Hipertexto 1. Editorial Santillana. Páginas 55-58

https://e0e0c3ae-17e6-40ff-8ca8-052bef3fbbab.filesusr.com/ugd/c7ad24_8f849cbb42d748138f4eece06a62d78d.pdf

II. ACTIVIDADE DE EVALUACIÓN

- Resolución del cuestionario (formulario de Google Drive). Valor 50% de la nota en el seguimiento
- Devolución de guía (informe del cuaderno que se le entregará formato para hacerlo en computador o un documento organizado en .pdf, que se debe enviar al correo electrónico). Valor 50% de la nota en e seguimiento.

Correo electrónico de la asignatura:

andersonaclavijoc@itagui.edu.co

III. METODOLOGÍA DE TRABAJO: virtual, con ayuda de herramientas de ofimática.**IV. BIBLIOGRAFÍA**

Hipertexto 1 Editorial Santillana



Este tema ha sido tomado con fines didácticos y pedagógicos y adaptado de:

http://aprende.colombiaaprende.edu.co/sites/default/files/naspublic/plan_choco/ciencias_7_b4_s4_est.pdf

Lo invito a ver los siguientes videos :

Nuestro amigo el átomo

Video No 1

<https://www.youtube.com/watch?v=N0aAwb2rivA&t=9s>

Video No 2

<https://www.youtube.com/watch?v=CrxRPstOT1M&t=2s>

Video No 3

<https://www.youtube.com/watch?v=-LcQclcH1H4&t=7s>

Video No 4

<https://www.youtube.com/watch?v=c2c3kAlbLIU&t=3s>

Video No 5

<https://www.youtube.com/watch?v=l2Y7o4eoMyg&t=5s>

V. PORCENTAJE DE VALORACIÓN

- Resolución del cuestionario (formulario de Google Drive). <https://forms.gle/g6hRbGMoo7of9yAN9>
- Devolución de guía resuelta en hojas de block tamaño carta, la cual debe ser entregada en la secretaría del colegio o en biblioteca.

VI. CONDICIONES DE ENTREGA AL DOCENTE

- Formulario de Google Drive: <https://forms.gle/g6hRbGMoo7of9yAN9>
- Informe escrito de la elaboración del trabajo, muestra fotográfica.