	UNIVERSIDADES PÚBLICAS DE LA COMUNIDAD DE MADRID PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD Curso **2026-2027** **MATERIA: QUÍMICA**	Modelo 2027

INSTRUCCIONES GENERALES Y CALIFICACIÓN

Después de leer atentamente el examen, responda **5 preguntas** de la siguiente forma:

- Responda a la pregunta 1 (sin optatividad).
- Responda a una pregunta a elegir entre las preguntas: 2A y 2B.
- Responda a una pregunta a elegir entre las preguntas: 3A y 3B.
- Responda a una pregunta a elegir entre las preguntas: 4A y 4B.
- Responda a una pregunta a elegir entre las preguntas: 5A y 5B.

TIEMPO Y CALIFICACIÓN: 90 minutos. Cada pregunta tiene una calificación máxima de 2 puntos.

1) Se están desarrollando nuevos combustibles para automóviles basados en compuestos orgánicos sencillos, con el objetivo de encontrar uno que libere una cantidad considerable de energía durante la combustión, pero que también sea respetuoso con el medio ambiente, es decir, que produzca la menor cantidad de CO_2 por mol de combustible quemado.

Suponga que ha sido contratado como asesor químico para evaluar distintas alternativas de combustibles. Se le presentan dos posibles compuestos: etano (C_2H_6) y metanol (CH_3OH), y se sabe que, en el caso del etano, solo puede aprovecharse eficazmente el 75,0 % de la energía liberada en su combustión.

a) *(1 punto)* Escriba ajustadas las reacciones de combustión del etano y del metanol. A partir de los datos de energía de enlace se puede estimar el calor de combustión, asumiendo que ambas reacciones transcurren en fase gaseosa. Calcule el valor aproximado de la entalpía estándar de combustión ($\Delta H_r°$) para cada combustible.

b) *(1 punto)* Elija cuál de los dos combustibles resulta más adecuado, primero desde el punto de vista energético (mayor energía liberada por mol de combustible quemado), y después desde el punto de vista ecológico (respetuoso con el medio ambiente), justificando la decisión a partir de los cálculos realizados en el apartado a).

Tabla. Energías de enlace

Enlace	C−H	C−C	C−O	O−H	O=O	C=O
Energía ($kJ·mol^{-1}$)	412	348	358	463	498	799

2A) Un laboratorio químico estudia los elementos metálicos litio, sodio y potasio (Z = 19) con el fin de evaluar sus propiedades.

a) *(1 punto)* Para cada metal, escriba la configuración electrónica en el estado fundamental e indique los números cuánticos correspondientes a su electrón más externo.

b) *(1 punto)* Se hace incidir un haz de luz monocromática cuyos fotones poseen una energía de 2,5 eV sobre cada uno de los elementos metálicos del enunciado: *i)* Explique en qué consiste el efecto fotoeléctrico. *ii)* Justifique cuáles de estos metales producirán efecto fotoeléctrico al ser irradiados con dicha luz, teniendo en cuenta los valores de energía mínima de extracción del electrón, E_0.

Datos. E_0(eV): K = 2,3; Li = 2,9; Na = 2,7.

2B) Considere las sustancias: BaF_2, BF_3 y CH_3OH.

a) *(1 punto)* Escriba la estructura de Lewis de las moléculas BF_3 y CH_3OH, e indique la hibridación de los átomos de B y C.

b) *(1 punto)* Ordene las sustancias BaF_2, BF_3 y CH_3OH de mayor a menor temperatura de fusión. Justifique el orden establecido explicando el tipo de enlace y las interacciones intermoleculares presentes.

3A) En la primera etapa de un experimento se hace reaccionar cierta cantidad de cromato de potasio con ácido clorhídrico en exceso y se obtienen como productos de la reacción cloruro de cromo(III), cloruro de potasio, agua y cloro gaseoso. En una segunda etapa, el cloruro de cromo(III) obtenido se funde y se somete a electrólisis aplicando una corriente de 5,0 A durante 5,0 horas.

a) *(1 punto)* Ajuste por el método del ion electrón las semirreacciones de oxidación y reducción, así como las reacciones iónica y molecular de la reacción de la primera etapa.

b) *(0,5 puntos*) Escriba las semirreacciones que tienen lugar en el cátodo y en el ánodo durante el proceso electrolítico de la segunda etapa.

c) *(0,5 puntos*) Calcule la masa en gramos de cromo metálico obtenidos en la electrólisis.

Datos. F = 96485 $C \cdot mol^{-1}$. Masa atómica (u): Cr = 52,0.

3B) Responda a cada una de las siguientes cuestiones:

a) *(0,5 puntos)* Formule el equilibrio de solubilidad del hidróxido de zinc en disolución acuosa a 25 ºC, detallando el estado de cada especie y determine su solubilidad en $mol \cdot L^{-1}$.

b) *(0,5 puntos)* Calcule la masa de hidróxido de zinc disuelta en 500 mL de una disolución saturada a 25 ºC.

c) *(0,5 puntos)* Determine el pH de una disolución saturada de hidróxido de zinc a 25 ºC.

d) *(0,5 puntos)* Justifique cómo afecta a la solubilidad del hidróxido de zinc la adición de una disolución de HCl.

Datos. A 25 ºC, Ks(hidróxido de zinc) = $3{,}0 \times 10^{-17}$. Masas atómicas (u): H = 1,0; O = 16,0; Zn = 65,4.

4A) En un laboratorio químico se lleva a cabo la síntesis del amoniaco mediante el proceso de Haber-Bosch, según la siguiente ecuación:

$$N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \leftrightarrows 2\,NH_3\,(g) \qquad \Delta H_r < 0$$

A 400 ºC se mezclan inicialmente 1,00 mol de N_2 y 3,00 mol de H_2 en un recipiente de 1,00 L. Se mide la concentración de amoniaco en función del tiempo hasta que se alcanza el equilibrio, obteniéndose los siguientes datos:

tiempo (s)	0,0	5,0	10,0	15,0	20,0	35,0	65,0	100,0	140,0
$[NH_3]$ $(mol \cdot L^{-1})$	0,00	0,11	0,22	0,33	0,44	0,70	0,92	0,92	0,92

a) *(1 punto*) Calcule Kc teniendo en cuenta que, en el equilibrio, la concentración de NH_3 es 0,92 $mol \cdot L^{-1}$.

b) *(1 punto*) Escriba la ecuación de velocidad considerando que fuese un proceso elemental. Teniendo en cuenta la definición de velocidad de reacción, calcule la velocidad de reacción inicial utilizando los valores de concentración de NH_3 en el primer intervalo de tiempo [0,0 – 5,0 s] y, a partir de esta, calcule la constante de velocidad.

4B) El fosgeno es un compuesto químico industrial utilizado para fabricar plásticos y pesticidas. La reacción de formación del fosgeno es: $CO\,(g) + Cl_2\,(g) \leftrightarrows COCl_2\,(g)$. Se introducen inicialmente 0,0200 mol de CO y 0,0100 mol de Cl_2 en un reactor, y al alcanzar el equilibrio a 873 K y 0,92 atm, se observa que la presión parcial de fosgeno es de 0,35 atm.

a) *(1 punto)* Determine la presión parcial de CO y Cl_2 en el equilibrio.

b) *(0,5 puntos)* Dibuje la estructura de Lewis del fosgeno y justifique su geometría utilizando la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV). ¿Cuál es la hibridación del átomo central?

c) *(0,5 puntos)* Sabiendo que la reacción de formación del fosgeno tiene una ecuación de velocidad $v = k[CO] \cdot [Cl_2]^2$, explique cómo varía la velocidad si se reduce a la mitad la concentración de ambos reactivos.

Dato. R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

5A) Responda a las siguientes cuestiones:

a) *(0,5 puntos*) Escriba la fórmula semidesarrollada de los siguientes compuestos:
i) 3−etil−2−metilhexa−1,3−dien−5−ino; *ii)* 2−metilprop−2−enal; *iii)* 1−hidroxipropan−2−ona

b) *(0,5 puntos*) Formule la reacción que permite obtener butan−2−ol como único producto a partir del alqueno correspondiente. Nombre el alqueno e indique el tipo de reacción.

c) *(1 punto*) Escriba la reacción de polimerización del propeno, nombre el producto, escriba la sigla que lo representa, indique el tipo de reacción de polimerización y justifique si el monómero presenta isomería geométrica.

5B) Responda a las siguientes cuestiones:

a) *(0,5 puntos)* Escriba la fórmula semidesarrollada de propanamida y aminopropanona. Indique si son isómeros y, en su caso, identifique el tipo y justifíquelo.

b) *(1 punto)* Al hacer reaccionar pentan−2−ol con ácido sulfúrico concentrado y calor, pueden obtenerse distintos productos. Escriba la reacción indicando el tipo de reacción, los productos formados, nómbrelos y represente los isómeros geométricos que puedan generarse, identificando cada uno. Indique cuál es el producto mayoritario en caso de que exista y la regla que determina su formación.

c) *(0,5 puntos*) Calcule la concentración inicial de metilamina en una disolución acuosa de pH = 12,4 a 25º C.

Dato. A 25 ºC, Kb(metilamina) = $4{,}4 \times 10^{-4}$.

QUÍMICA
CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN Y CALIFICACIÓN

Se tendrá en cuenta en la calificación de la prueba:

- Claridad de comprensión y exposición de conceptos.
- Uso correcto de formulación, nomenclatura y lenguaje químico.
- Capacidad de análisis y relación.
- Desarrollo de la resolución de forma coherente y uso correcto de unidades.
- Aplicación y exposición correcta de conceptos en el planteamiento de las preguntas.

Distribución de puntuaciones máximas:

El alumno deberá responder 5 preguntas de la siguiente forma:

- Pregunta 1 (sin optatividad).
- Una pregunta a elegir entre las preguntas 2A y 2B.
- Una pregunta a elegir entre las preguntas 3A y 3B.
- Una pregunta a elegir entre las preguntas 4A y 4B.
- Una pregunta a elegir entre las preguntas 5A y 5B.

La puntuación máxima de cada pregunta es de 2 puntos, distribuidos en los correspondientes apartados de la siguiente forma:

PUNTUACIÓN MÁXIMA (puntos)				
PREGUNTA	APARTADO			
	a)	b)	c)	d)
1	1	1		
2A	1	1		
2B	1	1		
3A	1	0,5	0,5	
3B	0,5	0,5	0,5	0,5
4A	1	1		
4B	1	0,5	0,5	
5A	0,5	0,5	1	
5B	0,5	1	0,5	

QUÍMICA SOLUCIONES
(Documento de trabajo orientativo)

1) Puntuación máxima: a) 1 punto; b) 1 punto.

a) $C_2H_6 + 7/2\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$
$CH_3OH + 3/2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$. (Se asume que se producen en fase gaseosa).
$\Delta H_r^o(C_2H_6) = \Sigma$(Energías enlaces rotos) – Σ(Energías enlaces formados) = $(6 \times 412 + 348 + 7/2 \times 498) - (4 \times 799 + 6 \times 463) = -1411\ kJ \cdot mol^{-1}$.
$\Delta H_r^o(CH_3OH) = \Sigma$(Energías enlaces rotos) – Σ(Energías enlaces formados) = $(3 \times 412 + 358 + 463 + 3/2 \times 498) - (2 \times 799 + 4 \times 463) = -646\ kJ \cdot mol^{-1}$.
(Válido también si las reacciones las han ajustado multiplicadas por dos, y los resultados de las energías también lo estarán, siendo en este caso los resultados obtenidos para el doble de moles de reactivos y de productos).

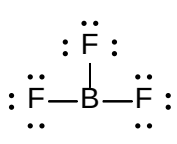
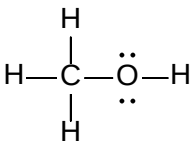
b) $E(C_2H_6) = -1411 \times 0{,}750 = -1060\ kJ \cdot mol^{-1}$, $E(CH_3OH) = -646\ kJ \cdot mol^{-1}$. Desde un punto de vista energético, el combustible más adecuado es el etano, ya que en su combustión se aprovecha una mayor cantidad de energía por mol de combustible. Desde un punto de vista ecológico, el combustible más adecuado es el metanol, ya que la estequiometría de su reacción de combustión 1:1 justifica que se produzca menos CO_2 por mol de combustible quemado que en la combustión del etano, que presenta estequiometría 1:2.

2A) Puntuación máxima: a) 1 punto; b) 1 punto.

a) Litio: $1s^2 2s^1$ (o $[He]2s^1$); sodio: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ (o $[Ne]3s^1$); potasio: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ (o $[Ar]4s^1$). Números cuánticos del electrón más externo: Li (2, 0, 0, ±1/2); Na (3, 0, 0, ±1/2); K (4, 0, 0, ±1/2).

b) *i)* El efecto fotoeléctrico consiste en la emisión de electrones por ciertos metales al ser sometidos a la irradiación de luz incidente de una determinada frecuencia o energía (E). Los fotones de la radiación incidente, si tienen una energía superior a la energía de extracción del electrón en el metal (E_0), consiguen extraerlo y aportarle energía cinética para escapar del metal.
ii) Solo se produce efecto fotoeléctrico en el K, ya que solo en ese metal se cumple que $E = 2{,}5\ eV > E_0(K) = 2{,}3\ eV$, por lo que la radiación incidente puede arrancar electrones solo de la superficie del K.

2B) Puntuación máxima: a) 1 punto; b) 1 punto.

a) BF_3 :  (B: sp^2); CH_3OH :  (C: sp^3).

b) El BaF_2 es un compuesto iónico que forma una red cristalina de iones donde la atracción electrostática es muy fuerte. El CH_3OH es una sustancia covalente polar, en consecuencia, con menor temperatura de fusión que el anterior, a pesar de presentar interacciones de enlace de hidrógeno, dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión (o de London). El BF_3 es también una sustancia covalente, pero es apolar, por lo que solo presenta fuerzas de dispersión (o London) de poca intensidad, mostrando la menor temperatura de fusión. Así: $T_f(BaF_2) > T_f(CH_3OH) > T_f(BF_3)$.

3A) Puntuación máxima: a) 1 punto; b) 0,5 puntos; c) 0,5 puntos.

a) Reducción: $(CrO_4^{2-} + 8\ H^+ + 3\ e^- \rightarrow Cr^{3+} + 4\ H_2O) \times 2$
Oxidación: $(2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-) \times 3$

Ecuación iónica: $2\ CrO_4^{2-} + 16\ H^+ + 6\ Cl^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 8\ H_2O + 3\ Cl_2$
Ecuación molecular: $2\ K_2CrO_4 + 16\ HCl \rightarrow 2\ CrCl_3 + 8\ H_2O + 3\ Cl_2 + 4\ KCl$

b) ánodo: $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$
cátodo: $Cr^{3+} + 3\ e^- \rightarrow Cr$

c) Aplicando las leyes de Faraday, $Q = I \cdot t = z \cdot n \cdot F = z \cdot m_{Cr} \cdot F/M$; $m_{Cr} = I \cdot t \cdot M/(z \cdot F) = (5{,}0 \times 5{,}0 \times 3600 \times 52{,}0) / (3 \times 96485) = 16\ g$.

3B) Puntuación máxima: a) 0,5 puntos; b) 0,5 puntos; c) 0,5 puntos; d) 0,5 puntos.

a) Equilibrio de solubilidad: $Zn(OH)_2$ (s) ⇆ Zn^{2+} (ac) + 2 OH^- (ac)

s 2s

$Ks = [Zn^{2+}]\cdot[OH^-]^2 = s\cdot(2s)^2 = 4s^3 = 3{,}0\times10^{-17}$; $s = 1{,}9\times10^{-6}$ mol·L^{-1}.

b) $n(Zn(OH)_2) = M\cdot V = 1{,}9\times10^{-6} \times 0{,}500 = 9{,}5\times10^{-7}$ mol; $Mm(Zn(OH)_2) = 99{,}4$ g·mol^{-1}; $m(Zn(OH)_2) = 9{,}5\times10^{-7} \times 99{,}4 = 9{,}4\times10^{-5}$ g = 0,094 mg.

c) $pOH = -\log [OH^-] = -\log (2 \times 1{,}9\times10^{-6}) = 5{,}4$; $pH = 14{,}0 - 5{,}4 = 8{,}6$.

d) Al añadir HCl, los iones H_3O^+ reaccionan con los iones OH^- de la disolución, disminuyendo la $[OH^-]$. Según el principio de Le Châtelier, el equilibrio de solubilidad del $Zn(OH)_2$ se desplaza hacia la derecha, por lo que aumenta la solubilidad del hidróxido de zinc.

4A) Puntuación máxima: a) 1 punto; b) 1 punto.

a) $[N_2]_0 = 1{,}00 / 1{,}00 = 1{,}00$ M; $[H_2]_0 = 3{,}00 / 1{,}00 = 3{,}00$ M.

	N_2 (g)	+	3 H_2 (g)	⇆	2 NH_3 (g)	
c_0 (M)	1,00		3,00			
c_{eq} (M)	$1{,}00 - x$		$3{,}00 - 3x$		$2x$	$2x = 0{,}92$; $x = 0{,}46$ M.

$[N_2]_{eq} = 1{,}00 - x = 0{,}54$ M; $[H_2]_{eq} = 3{,}00 - 3x = 1{,}62$ M; $[NH_3]_{eq} = 2x = 0{,}92$ M.

$Kc = [NH_3]^2/([N_2]\cdot[H_2]^3) = 0{,}92^2 / (0{,}54 \times 1{,}62^3) = 0{,}37$.

b) $v = k\cdot[N_2]\cdot[H_2]^3$; $v = (1/2)\ \Delta[NH_3]/\Delta t = (1/2)\ (0{,}11 - 0{,}00) / (5{,}0 - 0{,}0) = 1{,}1\times10^{-2}$ mol·L^{-1}·s^{-1}.

$v_0 = k\cdot[N_2]_0\cdot[H_2]_0^3$; $1{,}1\times10^{-2} = k \times 1{,}00 \times 3{,}00^3$; $k = 4{,}1\times10^{-4}$ L^3·mol^{-3}·s^{-1}.

4B) Puntuación máxima: a) 1 punto; b) 0,5 puntos; c) 0,5 puntos.

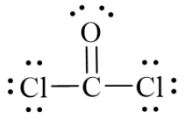
a)

	CO (g)	+	Cl_2 (g)	⇆	$COCl_2$ (g)
n_0 (mol)	0,0200		0,0100		
n_{eq} (mol)	$0{,}0200 - x$		$0{,}0100 - x$		x

n_{eq}(total) = $0{,}0200 - x + 0{,}0100 - x + x = 0{,}0300 - x$

$p_i = x_i\cdot p_T$; $p(COCl_2) = [x / (0{,}0300 - x)] \times 0{,}92 = 0{,}35$ atm; $x = 0{,}0083$ mol. $p(CO) = [(0{,}0200 - 0{,}0083) / (0{,}0300 - 0{,}0083)] \times 0{,}92 = 0{,}50$ atm. $p(Cl_2) = [(0{,}0100 - 0{,}0083) / (0{,}0300 - 0{,}0083)] \times 0{,}92 = 0{,}072$ atm.

b) $COCl_2$:



tiene una geometría plana trigonal y la hibridación del átomo central, que es el carbono, es sp^2.

c) $v_1 = k\cdot[CO]_1\cdot[Cl_2]_1^2$; $v_2 = k\cdot([CO]_1 / 2)\cdot([Cl_2]_1^2 / 4) = v_1 / 8$. La velocidad se reducirá a la octava parte.

5A) Puntuación máxima: a) 0,5 puntos; b) 0,5 puntos; c) 1 punto.

a) *i)* $CH_2{=}C(CH_3){-}C(CH_2{-}CH_3){=}CH{-}C{\equiv}CH$ (3−etil−2−metilhexa−1,3−dien−5−ino)
ii) $CH_2{=}C(CH_3){-}CHO$ (2−metilprop−2−enal)
iii) $CH_3{-}CO{-}CH_2OH$ (1−hidroxipropan−2−ona)

b) $CH_3{-}CH{=}CH{-}CH_3$ (but−2−eno) + H_2O / H^+ → $CH_3{-}CHOH{-}CH_2{-}CH_3$. Adición.

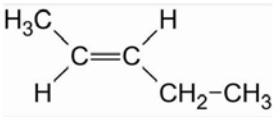
c) n $CH_3{-}CH{=}CH_2$ (propeno) → $+(CH_3)CH{-}CH_2+_n$ (polipropileno). PP.

Reacción de polimerización por adición. El monómero no presenta isomería geométrica *cis-trans*, ya que tiene dos sustituyentes iguales en uno de los dos carbonos unidos por el doble enlace.

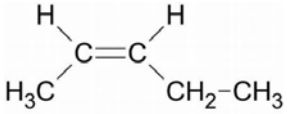
5B) Puntuación máxima: a) 0,5 puntos; b) 1 punto; c) 0,5 puntos.

a) Propanamida: $CH_3{-}CH_2{-}CONH_2$; aminopropanona: $CH_3{-}CO{-}CH_2NH_2$.
Propanamida y aminopropanona (C_3H_7NO): son isómeros de función, ya que presentan la misma fórmula molecular pero distintos grupos funcionales (amida / amina + cetona).

b) $CH_3-CHOH-CH_2-CH_2-CH_3$ (pentan−2−ol) + H_2SO_4 (concentrado) / calor → $CH_3-CH=CH-CH_2-CH_3$ (pent−2−eno) + $CH_2=CH-CH_2-CH_2-CH_3$ (pent−1−eno) + H_2O. Reacción de eliminación. El producto mayoritario es el pent−2−eno. Regla de Saytzev.



trans−pent−2−eno



cis−pent−2−eno

c) $CH_3NH_2 + H_2O \leftrightarrows CH_3NH_3^+ + OH^-$

	CH_3NH_2	+ H_2O	⇆	$CH_3NH_3^+$	+	OH^-
c_0	c_0					
c_{eq}	$c_0 - x$			x		x

pH + pOH = 14,0; pOH = 14,0 – 12,4 = 1,6; pOH = –log $[OH^-]$; x = $[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-1,6}$ M = 0,025 M.

Kb = $[CH_3NH_3^+]\cdot[OH^-] / [CH_3NH_2]$; $4,4\times10^{-4} = (0,025)^2 / (c_0 - 0,025)$; c_0 = 1,4 M.

ÁMBITO DE CONTENIDOS DE LA MATERIA QUÍMICA PARA LA PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD (PAU). CURSO 2026-2027

Las enseñanzas mínimas del Bachillerato LOMLOE están publicadas en el RD 243/2022, BOE de 6 de abril de 2022. La ordenación y el currículo básico del Bachillerato establecido por la Comunidad de Madrid se recoge en el Decreto 64/2022 del BOCM de 20 de julio.

El presente documento tiene como objetivo hacer las pertinentes aclaraciones a los contenidos de la PAU en Materia de Química, que se celebrará el curso 2026-2027, en base al currículo de Química para 2º de Bachillerato, sin ánimo ni de modificar ni reducir el programa de enseñanzas, sino con el objetivo de aclarar determinados aspectos que no están explícitamente señalados en el Decreto 64/2022.

La Comisión de Materia de Química propone las aclaraciones a los contenidos de Química que se indican en la tabla adjunta.

La nomenclatura de Química Inorgánica se corresponderá con la recomendada por la IUPAC en 2005, recogida en la *Guía Breve para la Nomenclatura de Química Inorgánica*, https://rseq.org/wp-content/uploads/2018/05/20151106GuiaBreveNQIEspayol.pdf.

La nomenclatura de Química Orgánica se corresponderá con la recomendada por la IUPAC en 2020, recogida en la *Guía Breve para la Nomenclatura en Química Orgánica*, https://iupac.org/wp-content/uploads/2021/12/Guia-breu_CAT_7es_2_20211215.pdf).

Este documento tiene vigencia para este curso 2026-2027, pudiendo ser susceptible de mejoras posteriores para futuras convocatorias.

Contenidos	Aclaraciones
A. Enlace químico y estructura de la materia 1. Espectros atómicos. – Radiación electromagnética. Los espectros atómicos como responsables de la necesidad de la revisión del modelo atómico. Relevancia de este fenómeno en el contexto del desarrollo histórico del modelo atómico. El espectro de emisión del hidrógeno. 2. Principios cuánticos de la estructura atómica. – Teoría cuántica de Planck. Relación entre el fenómeno de los espectros atómicos y la cuantización de la energía. – Del modelo de Bohr a los modelos mecano-cuánticos: necesidad de una estructura electrónica en diferentes niveles. Modelo atómico de Bohr. Postulados. Energía de las órbitas del átomo de hidrógeno. Interpretación de los espectros de emisión y absorción de los elementos. Relación con la estructura electrónica del átomo. Aciertos y limitaciones del modelo atómico de Bohr. – Principio de incertidumbre de Heisenberg y doble naturaleza onda-corpúsculo del electrón. Modelo mecano-cuántico del átomo. Naturaleza probabilística del concepto de orbital. – Números cuánticos. Estructura electrónica del átomo. Principio de exclusión de Pauli. Principio de máxima multiplicidad de Hund. Principio de Aufbau, Building-up o Construcción Progresiva. Utilización del diagrama de Moeller para escribir la configuración electrónica de los elementos químicos. 3. Tabla periódica y propiedades de los átomos. – Naturaleza experimental del origen de la tabla periódica en cuanto al agrupamiento de los elementos según sus propiedades. La teoría atómica actual y su relación con las leyes experimentales observadas. – Posición de un elemento en la tabla periódica a partir de su configuración electrónica. – Propiedades periódicas: radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad. Aplicación a la predicción de los valores de las propiedades de los elementos de la tabla a partir de su posición en la misma. 4. Enlace químico y fuerzas intermoleculares. – Enlace químico. Tipos de enlace a partir de las características de los elementos individuales que lo forman. Energía implicada en la formación de moléculas, de cristales y de estructuras macroscópicas. – Enlace covalente. Modelos de Lewis, teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV) y teoría de enlace de valencia: hibridación de orbitales. Configuración geométrica de compuestos moleculares. Polaridad del enlace y de la molécula. Propiedades de las sustancias químicas con enlace covalente y características de los sólidos covalentes y moleculares. – Enlace iónico. Energía intercambiada en la formación de cristales iónicos. Ciclo de Born-Haber. Propiedades de las sustancias químicas con enlace iónico. – Enlace metálico. Modelos de la nube electrónica y la teoría de bandas para explicar las propiedades características de los cristales metálicos. – Fuerzas intermoleculares a partir de las características del enlace químico y la geometría de las moléculas: enlaces de hidrógeno, fuerzas de dispersión y fuerzas entre dipolos permanentes. Propiedades macroscópicas de elementos y compuestos moleculares.	▪ Los cálculos energéticos a partir del modelo atómico de Bohr se consideran incluidos. ▪ El efecto fotoeléctrico sí está incluido. ▪ Sólo se exigirá identificar el nombre de los elementos de los tres primeros periodos a partir de sus números atómicos y viceversa. ▪ Configuraciones electrónicas escritas en orden creciente de energía (diagrama Möller). Ejemplos: Sb(Z=51): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$ Sb(Z=51): $[Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^3$ ▪ Solo se exigirá conocer las excepciones en la configuración electrónica hasta el 4º Periodo (incluido). (Cr: [Ar] $3d^5 4s^1$; Cu: [Ar] $3d^{10} 4s^1$).

Contenidos	Aclaraciones
B. Reacciones químicas 1. Termodinámica química. – Primer principio de la termodinámica: intercambios de energía entre sistemas a través del calor y del trabajo. – Ecuaciones termoquímicas. Concepto de entalpía de reacción. Procesos endotérmicos y exotérmicos. – Balance energético entre productos y reactivos mediante la ley de Hess, a través de la entalpía de formación estándar o de las energías de enlace, para obtener la entalpía de una reacción. – Segundo principio de la termodinámica. La entropía como magnitud que afecta a la espontaneidad e irreversibilidad de los procesos químicos. – Cálculo de la energía de Gibbs de las reacciones químicas y espontaneidad de las mismas en función de la temperatura del sistema. 2. Cinética química. – Conceptos de velocidad de reacción. Ley diferencial de la velocidad de una reacción química y los órdenes de reacción a partir de datos experimentales de velocidad de reacción. – Teoría de las colisiones como modelo a escala microscópica de las reacciones químicas. Teoría del estado de transición. Energía de activación. – Influencia de las condiciones de reacción sobre la velocidad de la misma. Ecuación de Arrhenius. Utilización de catalizadores en procesos industriales. 3. Equilibrio químico. – Reversibilidad de las reacciones químicas. El equilibrio químico como proceso dinámico: ecuaciones de velocidad y aspectos termodinámicos. Expresión de la constante de equilibrio mediante la ley de acción de masas. – La constante de equilibrio de reacciones en las que los reactivos se encuentren en diferente estado físico. Relación entre Kc y Kp. – Solubilidad. Producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos. – Principio de Le Châtelier y el cociente de reacción. Evolución de sistemas en equilibrio a partir de la variación de las condiciones de concentración, presión o temperatura del sistema. Importancia del equilibrio químico en la industria y en situaciones de la vida cotidiana. 4. Reacciones ácido-base. – Naturaleza ácida o básica de una sustancia a partir de las teorías de Arrhenius y de Brønsted y Lowry. Electrolitos. – Equilibrio de ionización del agua. Ácidos y bases fuertes y débiles. Grado de disociación en disolución acuosa. – pH de disoluciones ácidas y básicas. Expresión de las constantes Ka y Kb. – Concepto de pares ácido y base conjugados. Carácter ácido o básico de disoluciones en las que se produce la hidrólisis de una sal. – Disoluciones reguladoras del pH. Concepto y aplicaciones en la vida cotidiana. – Reacciones entre ácidos y bases. Concepto de neutralización. Volumetrías ácido-base. – Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo, con especial incidencia en el proceso de la conservación del medioambiente. 5. Reacciones de reducción y oxidación (redox). – Estado de oxidación. Especies que se reducen u oxidan en una reacción a partir de la variación de su número de oxidación. Par redox. Oxidantes y reductores. – Método del ion-electrón para ajustar ecuaciones químicas de oxidación-reducción. Cálculos estequiométricos y volumetrías redox. – Electrodos. Potencial estándar de un par redox. Espontaneidad de procesos químicos y electroquímicos que impliquen a dos pares redox. Pilas galvánicas y celdas electroquímicas. Electrólisis de sales fundidas y en disolución acuosa. – Leyes de Faraday: cantidad de carga eléctrica y las cantidades de sustancia en un proceso electroquímico. Cálculos estequiométricos en cubas electrolíticas. Aplicaciones de la electrólisis. – Reacciones de oxidación y reducción en la fabricación y funcionamiento de baterías eléctricas, celdas electrolíticas y pilas de combustible, así como en la prevención de la corrosión de metales.	▪ Están incluidos los cálculos cuantitativos de variables termodinámicas (ΔH, ΔS o ΔG). ▪ Sólo se exigirá explicar la precipitación selectiva cualitativamente. ▪ No se considera incluida la ley de Nernst.

C. Química orgánica 1. Nomenclatura de compuestos orgánicos. – Nombrar y formular hidrocarburos alifáticos y aromáticos, derivados halogenados, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, amidas y aminas. 2. Isomería. Isomería de posición, cadena y función. Isomería cis-trans. Representación de moléculas orgánicas. – Fórmulas moleculares y desarrolladas de compuestos orgánicos. Diferentes tipos de isomería estructural. – Modelos moleculares o técnicas de representación 3D de moléculas. Isómeros espaciales de un compuesto y sus propiedades. 3. Reactividad orgánica. – Principales propiedades químicas de las distintas funciones orgánicas. Comportamiento en disolución o en reacciones químicas. – Principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox. Productos de la reacción entre compuestos orgánicos y las correspondientes ecuaciones químicas. 4. Polímeros. – Proceso de formación de los polímeros a partir de sus correspondientes monómeros. Estructura y propiedades. – Clasificación de los polímeros según su naturaleza, estructura y composición. Aplicaciones, propiedades y riesgos medioambientales asociados.	▪ Para la nomenclatura, máximo 2 grupos funcionales por compuesto. ▪ Sólo se contemplará la isomería espacial geométrica cis/trans de compuestos lineales. ▪ En relación con las reacciones orgánicas, no se exigirá especificar el mecanismo. ▪ Los tipos de reacciones de polimerización, solo se requerirán para: polietileno, polipropileno, poliestireno, policloruro de vinilo (conociendo nombre y siglas del polímero) y poliésteres.

GUÍA SOBRE EL USO DE LA NOMENCLATURA DE QUÍMICA INORGÁNICA

La Comisión de Química utiliza la Nomenclatura de la IUPAC, siguiendo las últimas recomendaciones publicadas en 2005 para el caso de los compuestos inorgánicos, https://rseq.org/wp-content/uploads/2018/05/20151106GuiaBreveNQIEspayol.pdf.

Los tres sistemas principales de nomenclatura de química inorgánica aceptados por la IUPAC en las recomendaciones de 2005 son los de *composición*, de *sustitución* y de *adición*. Algunos textos utilizan los términos *estequiométricos* como sinónimos de *composición*, o emplean los términos *sustitutiva y aditiva o de coordinación* en vez de *sustitución y de adición*, respectivamente.

Nomenclatura sistemática: aquellos nombres que se construyen sobre la base de reglas definidas y proporcionan información sobre la composición y la estructura del compuesto son nombres sistemáticos. Las nomenclaturas de *composición, de sustitución y de adición* son nomenclaturas sistemáticas.

La Comisión recomienda la utilización de la nomenclatura de composición o estequiométrica parar los compuestos binarios y que las proporciones de los constituyentes se indiquen con prefijos multiplicadores o números romanos para expresar el número de oxidación (notación de Stock, *especialmente útil para elementos que pueden presentar varios estados de oxidación, como los metales de transición*). Ejemplos:

Fórmula	Nombre de composición	Nombre de composición (notación de Stock)
$CaCl_2$ $FeCl_2$ MnO_2	dicloruro de calcio dicloruro de hierro dióxido de manganeso	 cloruro de hierro(II) óxido de manganeso(IV)
N_2O_5 CO_2 NO SO_3	pentaóxido de dinitrógeno dióxido de carbono monóxido de nitrógeno trióxido de azufre	óxido de nitrógeno(V) óxido de carbono(IV) óxido de nitrógeno(I) óxido de azufre(VI)

*Nota aclaratoria: "En compuestos de elementos con un único estado de oxidación (p. ej., $CaCl_2$), se admite también el nombre sin prefijos: cloruro de calcio".

Compuestos binarios de hidrógeno: Se utiliza habitualmente el nombre de composición (por ejemplo, fluoruro de hidrógeno o sulfuro de dihidrógeno).

H_2O y NH_3: se nombran agua y amoníaco, respectivamente. Los nombres sistemáticos recomendados por la IUPAC para los derivados de estos compuestos son oxidano y azano, pero la Comisión no los utilizará.

En el caso de los oxoácidos y las oxosales, la Comisión recomienda utilizar los *nombres tradicionales aceptados* por la IUPAC en las recomendaciones del 2005, aunque se dará por correcto el uso de cualquiera de los sistemas de nomenclatura aceptados por la IUPAC. Ejemplos:

Grupo	Fórmula tradicional	Nombre vulgar
13	H_3BO_3	ácido bórico
14	H_2CO_3	ácido carbónico
15	HNO_2	ácido nitroso
	HNO_3	ácido nítrico
16	H_2SO_3	ácido sulfuroso
	H_2SO_4	ácido sulfúrico
17	HClO	ácido hipocloroso
	$HClO_2$	ácido cloroso
	$HClO_3$	ácido clórico
	$HClO_4$	ácido perclórico

Nomenclatura de hidrógeno para aniones con hidrógenos ácidos: La Comisión utilizará los nombres de hidrógeno abreviados y no el nombre de hidrógeno sistemático. Ejemplos:

Oxoanión	Nombre de hidrógeno abreviado (vulgar)	Nombre de hidrógeno sistemático
HCO_3^-	hidrogenocarbonato	hidrogeno(trioxidocarbonato)(1-)
$H_2PO_4^-$	dihidrogenofosfato	dihidrogeno(tetraoxidofosfato)(1-)
HSO_4^-	Hidrogenosulfato	hidrogeno(tetraoxidosulfato)(1−)