QUÍMICA

PRUEBA DE COMPETENCIA ESPECÍFICA (PCE)
UNEDASISS — MODELO DE EXAMEN 2025

EXAMEN RESUELTO

Reparto de la nota. Parte 1: un enunciado a elegir entre dos (**2,5 puntos**). Parte 2: un enunciado a elegir entre dos (**2,5 puntos**). Parte 3: 8 preguntas tipo test, de las que se responden **6**; cada acierto suma **0,5** y cada error resta **0,1** (**3 puntos**). Parte 4: dos preguntas competenciales obligatorias (**2 puntos**). **Importante:** en las partes 1 y 2, lo que se pida razonar y no se razone pierde el 80 % de su valor. Este documento resuelve todas las opciones.

PARTE 1

1. Justifique si el pH de las siguientes disoluciones acuosas es ácido, básico o neutro. Escriba las reacciones correspondientes y realice cálculos solo cuando lo considere necesario.

a) *(0,75 puntos)* 200 mL de ácido acético 0,2 M + 250 mL de hidróxido de sodio 0,2 M.

b) *(0,5 puntos)* Amoniaco.

c) *(0,75 puntos)* 50 mL de ácido clorhídrico 0,2 M + 15 mL de hidróxido de sodio 0,2 M.

d) *(0,5 puntos)* Indique cómo son los enlaces en el amoniaco y qué enlaces intermoleculares presenta.

Solución.

a) 200 mL de CH_3COOH 0,2 M + 250 mL de NaOH 0,2 M: pH básico.

$n(CH_3COOH) = 0{,}200 \cdot 0{,}2 = 0{,}040$ mol; $n(NaOH) = 0{,}250 \cdot 0{,}2 = 0{,}050$ mol. Neutralización:

$$CH_3COOH + NaOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O.$$

Se consume todo el ácido y **sobran 0,010 mol de NaOH**, una base fuerte, en 0,450 L:

$$[OH^-] = \frac{0{,}010}{0{,}450} = 2{,}2 \cdot 10^{-2}\ \text{M} \ \Rightarrow\ \text{pOH} = 1{,}65 \ \Rightarrow\ \text{pH} \approx 12{,}3.$$

El pH es **básico**, y lo determina sobre todo el **exceso de base fuerte**. El acetato formado también es básico ($CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$), pero su efecto es despreciable frente al NaOH sobrante. El Na^+ es un ácido conjugado muy débil y no se hidroliza.

Error frecuente: explicar el pH solo por la hidrólisis del acetato. Eso valdría si las cantidades de ácido y base fueran iguales; aquí la base está en exceso y hay que decirlo.

b) Amoniaco: pH básico.

El NH_3 es una base débil: acepta un protón del agua y libera OH^-:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftarrows NH_4^+(aq) + OH^-(aq), \qquad K_b \approx 1{,}8 \cdot 10^{-5}.$$

Al aumentar $[OH^-]$, el pH es mayor que 7.

c) 50 mL de HCl 0,2 M + 15 mL de NaOH 0,2 M: pH ácido.

$n(HCl) = 0{,}050 \cdot 0{,}2 = 0{,}010$ mol; $n(NaOH) = 0{,}015 \cdot 0{,}2 = 0{,}003$ mol.

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O.$$

Ácido y base son fuertes, pero **sobran 0,007 mol de HCl** en 0,065 L:

$$[H_3O^+] = \frac{0{,}007}{0{,}065} = 0{,}108\ \text{M} \ \Rightarrow\ \text{pH} \approx 0{,}97.$$

El pH es **ácido**. El NaCl no se hidroliza (Na^+ y Cl^- son conjugados muy débiles), así que solo influye el ácido en exceso.

d) Enlaces en el amoniaco.

- **Intramoleculares:** tres enlaces **covalentes polares** N–H. El N es más electronegativo que el H. La molécula es piramidal (tres pares enlazantes y un par solitario) y, por tanto, polar.
- **Intermoleculares: enlaces (puentes) de hidrógeno**, porque hay H unido a un átomo pequeño y muy electronegativo (N) con un par solitario. Además, como en toda molécula, hay fuerzas de dispersión de London.

2. Para las moléculas CH_3–CH_2–CHO (propanal) y H_2O:

a) *(1 punto)* Indique su geometría molecular según la teoría TRPECV.

b) *(0,5 puntos)* Indique los números de oxidación de los átomos de C en el propanal con hibridación sp^3.

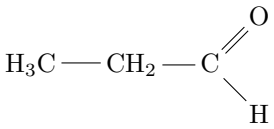
c) *(0,5 puntos)* ¿Cuál es la hibridación que presenta el átomo central del agua?

d) *(0,5 puntos)* ¿Qué tipo de fuerzas intermoleculares presentan ambos compuestos?

Solución.

Nota sobre el enunciado. El original escribe CH_3–CH_2–COH, que es una forma poco habitual de escribir el grupo aldehído (–CHO): la molécula es el **propanal**. Además, el apartado a) aparece valorado con "0,1 punto"; con ese valor los apartados no suman 2,5 puntos, así que se trata de una errata de 1 punto. El original también repite la letra c) en el último apartado.

a) Geometría molecular (TRPECV).



- **Propanal:** una molécula con varios átomos centrales no tiene una sola geometría, así que se describe átomo a átomo. Los carbonos del CH_3 y del CH_2 tienen 4 pares enlazantes (AB_4): entorno **tetraédrico**, unos 109,5°. El carbono del grupo carbonilo (CHO) tiene tres zonas de densidad electrónica (un doble enlace y dos sencillos) y ningún par solitario (AB_3): **triangular plano**, unos 120°.
- **Agua:** el O tiene 2 pares enlazantes y 2 solitarios (AB_2E_2). Los cuatro pares se disponen en tetraedro, pero la geometría molecular es **angular**, con un ángulo de unos 104,5° (menor de 109,5° por la mayor repulsión de los pares solitarios).

b) Números de oxidación de los C con hibridación sp^3.

Los carbonos sp^3 son los dos con solo enlaces sencillos: el CH_3 y el CH_2. Contando que el H vale +1 y que los enlaces C–C no aportan:

- **C del CH_3:** 3 H → número de oxidación **−3**.
- **C del CH_2:** 2 H → número de oxidación **−2**.

(El C del grupo CHO es sp^2 y tiene número de oxidación +1: un H aporta −1 y el O, por el doble enlace, +2.)

c) Hibridación del O en el agua.

sp^3: cuatro orbitales híbridos, dos con los pares enlazantes O–H y dos con los pares solitarios. Explica el entorno tetraédrico y la geometría angular.

d) Fuerzas intermoleculares.

- **Agua: enlaces de hidrógeno** (H unido a O), además de dipolo-dipolo y London.
- **Propanal:** es polar por el grupo C=O, así que presenta fuerzas **dipolo-dipolo** y de **dispersión de London**. **No forma enlaces de hidrógeno entre sus propias moléculas**, porque no tiene H unido al oxígeno. Sí puede **aceptar** enlaces de hidrógeno del agua a través del O del carbonilo, y por eso es soluble en agua.

Error frecuente: atribuir enlaces de hidrógeno al propanal puro. Su punto de ebullición (49 °C) es mucho menor que el del propan-1-ol (97 °C), que sí los forma.

PARTE 2

1. Formule los siguientes compuestos e indique qué tipo o tipos de isomería presentan.

a) *(0,5 puntos)* Pentano y metilbutano.

b) *(0,5 puntos)* Pent-2-en-1-ol y 3-metilbut-2-en-2-ol.

c) *(0,5 puntos)* Propanal y propanona.

d) *(1 punto)* Indique el tipo de reacción que es y nombre el producto que sale de unir ácido acético y propanol.

Solución.

a) Pentano y metilbutano: isomería de cadena.

$$CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3 \quad \text{y} \quad CH_3–CH(CH_3)–CH_2–CH_3.$$

Los dos son C_5H_{12}: misma fórmula molecular y distinto esqueleto carbonado (lineal frente a ramificado). Es **isomería estructural de cadena**.

b) Pent-2-en-1-ol y 3-metilbut-2-en-2-ol.

$$HOCH_2–CH{=}CH–CH_2–CH_3 \quad \text{y} \quad CH_3–C(OH){=}C(CH_3)–CH_3.$$

Los dos son $C_5H_{10}O$. Entre ellos hay **isomería de cadena** (cadena lineal frente a ramificada) y **de posición** (el OH y el doble enlace están en posiciones distintas).

Un punto extra que conviene mencionar: el pent-2-en-1-ol presenta además **isomería geométrica (cis/trans)**, porque cada carbono del doble enlace tiene dos sustituyentes distintos. El 3-metilbut-2-en-2-ol no la tiene: el C3 lleva dos grupos metilo iguales. (Es además un enol, que en la práctica se transforma en su forma cetónica, la 3-metilbutan-2-ona.)

c) Propanal y propanona: isomería de función.

$$CH_3–CH_2–CHO \quad \text{y} \quad CH_3–CO–CH_3.$$

Los dos son C_3H_6O, pero uno es un **aldehído** y el otro una **cetona**: distinto grupo funcional.

d) Ácido acético + propanol: esterificación.

$$CH_3–COOH + HO–CH_2–CH_2–CH_3 \rightleftarrows CH_3–COO–CH_2–CH_2–CH_3 + H_2O.$$

Es una reacción de **esterificación**, un tipo de **condensación** (se libera una molécula de agua), catalizada por ácido y reversible. El producto es el **etanoato de propilo** (acetato de propilo), un éster con olor a pera.

Matiz: "propanol" sin localizador se interpreta como propan-1-ol. Con propan-2-ol se obtendría el etanoato de propan-2-ilo (acetato de isopropilo).

2. Para la sal acetato de plata, $AgCH_3COO$:

a) *(0,5 puntos)* Formule el equilibrio de solubilidad, detallando el estado de las especies, y calcule la solubilidad en $mol{\cdot}L^{-1}$.

b) *(0,5 puntos)* Razone cómo varía la solubilidad de una disolución saturada de acetato de plata en agua si se le adicionan unas gotas de disolución de sulfato de plata.

c) *(1,5 puntos)* Calcule si precipitará acetato de plata al mezclar 100 mL de disolución de nitrato de plata 1,5 M con 50 mL de ácido acético 1,5 M. Suponga volúmenes aditivos.

Datos: $K_s(AgCH_3COO) = 2{,}3 \cdot 10^{-3}$; $K_a(CH_3COOH) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$.

Solución.

a) Equilibrio de solubilidad y solubilidad.

$$\mathrm{AgCH_3COO}(s) \rightleftarrows \mathrm{Ag^+}(aq) + \mathrm{CH_3COO^-}(aq), \qquad K_s = [\mathrm{Ag^+}][\mathrm{CH_3COO^-}] = s \cdot s = s^2.$$

$$s = \sqrt{2{,}3 \cdot 10^{-3}} \approx \mathbf{4{,}8 \cdot 10^{-2}\ mol \cdot L^{-1}}.$$

b) Efecto de añadir sulfato de plata.

El $\mathrm{Ag_2SO_4}$ aporta iones $\mathrm{Ag^+}$, que son un **ion común** con el equilibrio de solubilidad. Por el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda: precipita algo de acetato de plata y la **solubilidad disminuye**. (K_s no cambia, porque solo depende de la temperatura.)

c) ¿Precipita acetato de plata?

Volumen total: $0{,}100 + 0{,}050 = 0{,}150$ L.

$$[\mathrm{Ag^+}] = \frac{0{,}100 \cdot 1{,}5}{0{,}150} = \frac{0{,}15}{0{,}150} = 1{,}0\ \mathrm{M}, \qquad [\mathrm{CH_3COOH}]_0 = \frac{0{,}050 \cdot 1{,}5}{0{,}150} = 0{,}50\ \mathrm{M}.$$

La clave del apartado: el ácido acético es débil, así que el ion acetato disponible es solo la parte ionizada:

$$\mathrm{CH_3COOH} + \mathrm{H_2O} \rightleftarrows \mathrm{CH_3COO^-} + \mathrm{H_3O^+}, \qquad K_a = \frac{x^2}{0{,}50 - x} = 1{,}8 \cdot 10^{-5}.$$

Como K_a es pequeña, $0{,}50 - x \approx 0{,}50$: $x = \sqrt{1{,}8 \cdot 10^{-5} \cdot 0{,}50} = 3{,}0 \cdot 10^{-3}$ M (el error de la aproximación es del 0,6 %).

Producto iónico:

$$Q = [\mathrm{Ag^+}][\mathrm{CH_3COO^-}] = 1{,}0 \cdot 3{,}0 \cdot 10^{-3} = 3{,}0 \cdot 10^{-3} > K_s = 2{,}3 \cdot 10^{-3}.$$

Como $Q > K_s$, **sí precipita acetato de plata**, aunque por poco.

Error que hay que evitar: tomar $[\mathrm{CH_3COO^-}] = 0{,}50$ M (como si el ácido estuviera totalmente disociado). Daría $Q = 0{,}5$, y la conclusión sería la misma, pero el razonamiento es incorrecto y es justo lo que el apartado evalúa con sus 1,5 puntos.

PARTE 3: PREGUNTAS TIPO TEST

1. ¿Cuál es la opción correcta para la siguiente reacción, $\mathbf{Br_2}(g) \rightleftarrows 2\,\mathbf{Br}(g)$, con $K_c = 4 \cdot 10^{-18}$ a 250 °C y $K_c = 3 \cdot 10^{-3}$ a 1500 °C, si se empieza con 1 mol de $\mathbf{Br_2}$ en un recipiente de 1 L?

a) Si se alcanza el equilibrio a 250 °C habrá cantidades iguales de Br_2 y Br.

b) Si se alcanza el equilibrio a 250 °C habrá fundamentalmente átomos de Br.

c) Si se alcanza el equilibrio a 1500 °C habrá cantidades apreciables de Br_2 y Br.

d) Si se alcanza el equilibrio a 1500 °C habrá cantidades apreciables de Br.

Solución.

Respuesta: c)

Con $[Br_2] = 1 - x$ y $[Br] = 2x$: $K_c = \dfrac{4x^2}{1-x}$.

- **A 250 °C** ($K_c = 4 \cdot 10^{-18}$): $x \approx \sqrt{10^{-18}} = 10^{-9}$. Prácticamente todo es Br_2. Descarta a) y b).
- **A 1500 °C** ($K_c = 3 \cdot 10^{-3}$): resolviendo la ecuación de segundo grado, $x = 0{,}027$. Quedan 0,973 mol de Br_2 y se forman 0,054 mol de Br. Hay cantidades apreciables de **las dos** especies, aunque sigue predominando el Br_2.

d) es incompleta: hay Br apreciable, pero la especie mayoritaria sigue siendo el Br_2, y c) recoge las dos.

Error frecuente: pensar que un aumento de K_c significa que "hay más Br que Br_2". Con $K_c = 3 \cdot 10^{-3}$ el equilibrio sigue desplazado hacia la izquierda; lo que cambia es que el Br deja de ser despreciable.

2. Sabiendo que la variación de energía de Gibbs estándar de formación, ΔG_f°, del HI (g) es 1,70 kJ/mol, la constante de equilibrio para la disociación del HI (g) en sus elementos a 298 K será:

a) 0,250

b) 0,505

c) 0,675

d) 1,99

Solución.

Respuesta: d)

La formación es $\frac{1}{2}\,H_2 + \frac{1}{2}\,I_2 \rightarrow HI$, con $\Delta G^\circ = +1{,}70$ kJ/mol. La **disociación** es la reacción **inversa**, $HI \rightarrow \frac{1}{2}\,H_2 + \frac{1}{2}\,I_2$, así que $\Delta G^\circ = -1{,}70$ kJ/mol:

$$K = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{\,1{,}70/(8{,}314\cdot 10^{-3}\cdot 298)} = e^{0{,}686} \approx 1{,}99.$$

La trampa: b) es la constante de **formación** ($e^{-0{,}686} = 0{,}50$), que sale de no cambiar el signo de ΔG°. Las dos constantes son inversas: $1/0{,}50 \approx 1{,}99$. Comprobación de sentido: si la formación no es espontánea ($\Delta G > 0$), la disociación sí lo es, y su K tiene que ser mayor que 1.

3. El carbono natural contiene 1,11 % de C-13. Calcule los gramos de C-13 que contienen 100,0 kg de metano.

a) $8{,}31 \cdot 10^2$

b) $7{,}48 \cdot 10^5$

c) 6,95

d) 0,75

Solución.

Respuesta: a)

$$100\,000 \text{ g } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16 \text{ g}} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol } CH_4} = 75\,000 \text{ g de C}; \qquad 75\,000 \cdot 0{,}0111 \approx 8{,}3 \cdot 10^2 \text{ g de C-13}.$$

Matiz: el 1,11 % es en realidad una abundancia en número de átomos. Calculado así (6250 mol C · 0,0111 · 13 g/mol) salen unos 900 g. La pregunta está pensada como porcentaje en masa, y la única opción del orden correcto es a). Las demás difieren en varios órdenes de magnitud.

4. Señale la proposición correcta:

a) En 22,4 L de oxígeno gaseoso, a 0 °C y 1 atm, hay N_A (número de Avogadro) átomos de oxígeno.

b) En una reacción, el número total de átomos de los reactivos es igual al número total de átomos de los productos.

c) En una reacción entre gases, el volumen total de los reactivos es igual al volumen total de los productos (medidos a la misma presión y temperatura).

d) El volumen de 15 g de oxígeno es igual al de 16 g de hidrógeno (a la misma presión y temperatura).

Solución.

Respuesta: b)

Es la **ley de conservación de la masa** (Lavoisier): en una reacción los átomos se reorganizan, pero no se crean ni se destruyen.

- **a)** 22,4 L en condiciones normales contienen 1 mol de **moléculas** de O_2, es decir, $2N_A$ átomos.
- **c)** El volumen depende del número de moles de gas, que puede cambiar (por ejemplo, $N_2 + 3\ H_2 \to 2\ NH_3$: de 4 volúmenes a 2).
- **d)** 15 g de O_2 son 0,47 mol y 16 g de H_2 son 8 mol: volúmenes muy distintos.

5. Para el ion $H_2PO_4^-$ el pK_a es 7,21. Calcule el pH de 1 L de una disolución reguladora que contiene 0,50 mol de NaH_2PO_4 y 0,50 mol de Na_2HPO_4, después de la adición de 0,05 mol de KOH.

a) 7,15

b) 7,75

c) 7,29

d) 7,50

Solución.

Respuesta: c)

El OH^- reacciona con el ácido del tampón: $H_2PO_4^- + OH^- \to HPO_4^{2-} + H_2O$. Quedan 0,45 mol de $H_2PO_4^-$ y 0,55 mol de HPO_4^{2-}:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 7{,}21 + \log \frac{0{,}55}{0{,}45} = 7{,}21 + 0{,}087 \approx 7{,}30.$$

La opción c) da 7,29 por redondeo. **Comprobación de sentido:** añadir base a un tampón sube el pH, pero muy poco. a) baja el pH, y b) y d) suben demasiado.

6. ¿Cuál de las siguientes especies químicas actúa solamente como agente reductor?

a) H_2

b) S

c) Mg^{2+}

d) Na

Solución.

Respuesta: d)

Una especie que está en su **estado de oxidación mínimo** solo puede oxidarse, es decir, solo puede actuar como reductora. El sodio metálico (estado 0) solo puede pasar a Na^+: es exclusivamente reductor.

- **a)** El H_2 (estado 0) puede oxidarse a H^+ o reducirse a H^- (hidruros metálicos, como el NaH).
- **b)** El S (estado 0) puede reducirse a S^{2-} u oxidarse hasta +6.
- **c)** El Mg^{2+} está en su estado máximo: solo puede ser **oxidante**.

7. Para la reacción en fase gaseosa $\mathbf{A + B \to X}$, la ecuación de velocidad es $v = k\,[\mathbf{A}]^2[\mathbf{B}]$. ¿Cuál será el factor de aumento de velocidad si el volumen se reduce cuatro veces?

a) 16

b) 256

c) $2\sqrt{2}$

d) Ninguno de ellos.

Solución.

Respuesta: d)

Si el volumen se divide entre 4, todas las concentraciones se multiplican por 4:

$$v' = k\,(4[\mathrm{A}])^2\,(4[\mathrm{B}]) = 4^2 \cdot 4\,v = 64\,v.$$

El factor es 64, que no aparece: la respuesta es "ninguno". a) olvida el orden de B (4^2); b) eleva a la cuarta (4^4).

8. El número atómico de un elemento viene dado por:

a) El año en que fue descubierto ese elemento.

b) El número de neutrones que posee su núcleo atómico.

c) Su masa atómica.

d) El número de protones existente en el átomo de dicho elemento.

Solución.

Respuesta: d)

El número atómico Z es, por definición, el número de **protones** del núcleo, e identifica al elemento. Los neutrones determinan el isótopo, y la masa atómica depende de protones y neutrones ($A = Z + N$).

PARTE 4

1. *(1 punto)* Escriba la configuración electrónica del tercer elemento del grupo de los alcalinos y diga cuáles son los números cuánticos del último electrón de su capa de valencia.

Solución.

Los alcalinos (grupo 1) son Li, Na, K, Rb, Cs y Fr. El hidrógeno se coloca en el grupo 1 pero **no es un metal alcalino**. El tercero es el **potasio**, $Z = 19$:

$$\mathrm{K}: \ 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^1 \quad \text{(abreviada: } [\mathrm{Ar}]\,4s^1\text{)}.$$

El último electrón está en el orbital 4s:

$$n = 4, \quad l = 0, \quad m_l = 0, \quad m_s = +\tfrac{1}{2} \ (\text{o } -\tfrac{1}{2}).$$

Para la nota máxima: justificar cada número ($n = 4$ por la capa, $l = 0$ por ser un orbital s, $m_l = 0$ porque es el único valor posible si $l = 0$) y explicar por qué el 4s se llena antes que el 3d (regla de Madelung, $n + l$ menor).

Conexión: es la misma configuración que la pregunta 5 de Química de septiembre de 2023.

2. *(1 punto)* Diga qué ocurre en una reacción de equilibrio exotérmica cuando aumentamos la temperatura. Explíquelo poniendo un ejemplo práctico.

Solución.

Qué ocurre. En una reacción exotérmica ($\Delta H < 0$), el sentido directo desprende calor. Si se aumenta la temperatura, según el **principio de Le Chatelier** el sistema evoluciona en el sentido que absorbe calor, es decir, el **endotérmico**: el equilibrio se desplaza **hacia los reactivos**. Además, **la constante de equilibrio disminuye** (ecuación de Van't Hoff): a diferencia de un cambio de presión o de concentración, un cambio de temperatura sí modifica el valor de K.

Ejemplo práctico: la síntesis industrial del amoniaco (proceso Haber-Bosch).

$$\mathrm{N_2}(g) + 3\,\mathrm{H_2}(g) \rightleftarrows 2\,\mathrm{NH_3}(g), \qquad \Delta H^\circ \approx -92 \text{ kJ}.$$

Desde el punto de vista del equilibrio, interesaría trabajar a baja temperatura para obtener más amoniaco. Pero a baja temperatura la reacción es lentísima. En la industria se busca un **compromiso**: unos 400-450 °C (rendimiento aceptable con buena velocidad), un **catalizador** de hierro (que acelera la reacción sin desplazar el equilibrio) y **presiones altas** (150-300 atm), que favorecen la formación de $\mathrm{NH_3}$ porque hay menos moles de gas en los productos. El amoniaco se va retirando por licuación para seguir desplazando el equilibrio.

Por qué este ejemplo puntúa: la pregunta es competencial. No basta con decir "se desplaza hacia los reactivos"; hay que aplicarlo a un caso real y mostrar el conflicto entre el equilibrio (que pide baja temperatura) y la cinética (que pide alta).

SOLUCIONARIO RÁPIDO

Pregunta	Respuesta	Clave
1	c)	A 1500 °C: 0,973 mol de Br_2 y 0,054 de Br
2	d)	Disociación = inversa de la formación: $K = e^{+0{,}686} = 1{,}99$
3	a)	75 000 g de C $\times 0{,}0111 \approx 830$ g
4	b)	Conservación de los átomos
5	c)	$7{,}21 + \log(0{,}55/0{,}45) = 7{,}30$
6	d)	Na (estado 0, el mínimo): solo se oxida
7	d)	$4^2 \cdot 4 = 64$: no está entre las opciones
8	d)	Z = número de protones
Partes 1, 2 y 4		
1.1		a) básico (pH 12,3); b) básico; c) ácido (pH 0,97); d) N–H covalente polar, puentes de H
1.2		C sp^3 tetraédricos, C=O triangular; agua angular; -3 y -2; O sp^3
2.1		Cadena; cadena y posición (+ cis/trans); función; esterificación: etanoato de propilo
2.2		$s = 4{,}8 \cdot 10^{-2}$ M; disminuye (ion común); $Q = 3{,}0 \cdot 10^{-3} > K_s$: precipita
4.1		K: $[\mathrm{Ar}]\,4s^1$; $(4, 0, 0, \pm\frac{1}{2})$
4.2		Hacia los reactivos y baja K. Ejemplo: Haber-Bosch

Nota de la parte 3 con seis respuestas correctas: 3 puntos. Cada acierto vale 0,5 y cada error resta 0,1.

Aviso de estrategia: aquí sí compensa arriesgar. Con cuatro opciones, el valor esperado de responder al azar es $\frac{1}{4} \cdot 0{,}5 - \frac{3}{4} \cdot 0{,}1 = +0{,}05$ puntos; descartando una opción, +0,10; descartando dos, +0,20. La penalización es baja en relación con el acierto: conviene contestar las seis.

La regla del 80 % cambia la forma de contestar. En las partes 1 y 2, todo lo que se pide "justificar" o "razonar" pierde el 80 % de su valor si solo se da el resultado. En el 1.1 hay que escribir las reacciones y decir qué especie sobra; en el 2.2 b, nombrar el efecto del ion común.

Un formato nuevo. Este modelo sigue la estructura de 2025: dos partes de desarrollo con optatividad, un test de 6 de 8 preguntas con cuatro opciones y una parte competencial obligatoria. El test pesa menos que en 2023 y 2024 (3 puntos frente a 4).