



Instrucciones

- Utilizá tu tabla periódica para obtener los datos atómicos que necesites.
- En los ejercicios que así lo requieran, utilizá los **recuadros** proporcionados para mostrar tus cálculos y/o razonamientos. **No escribas en lápiz y no escribas fuera de los recuadros.** Tenés hojas borrador a tu disposición.
- Utilizá los valores de las constantes universales, equivalencias, y ecuaciones proporcionadas a continuación:

Constantes, Equivalencias y Ecuaciones que pueden resultarte de utilidad

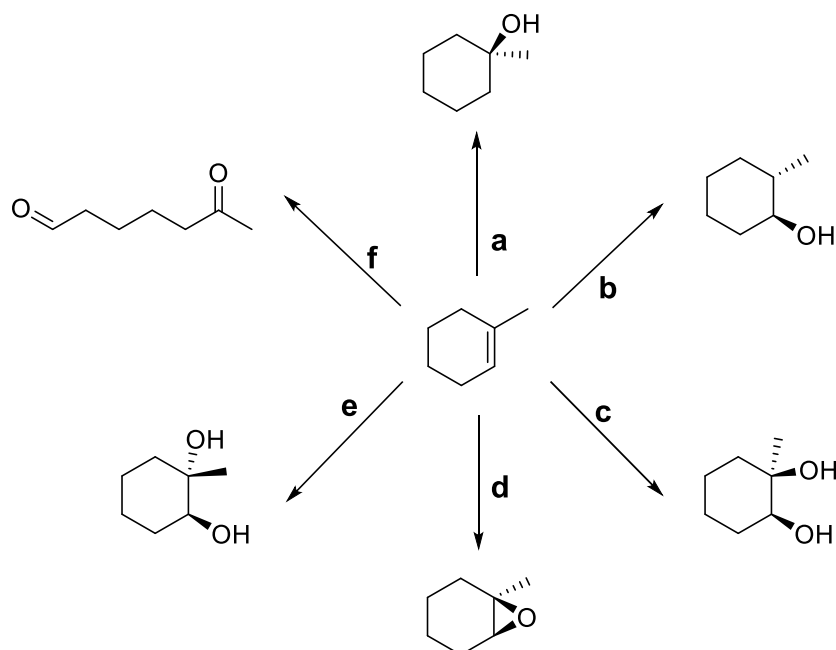
Constantes y Equivalencias	Ecuaciones
$N_A = 6,0221 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$	$G = H - TS$
$R = 0,082 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,315 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$	$H = U + pV$
$0^\circ\text{C} \equiv 273,15 \text{ K}$	$\Delta U = Q + W$
$1 \text{ atm} \equiv 760 \text{ Torr} \equiv 1,013 \times 10^5 \text{ Pa} \equiv 1,013 \text{ bar}$	$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$
$1 \text{ F} = 96485 \text{ C mol}^{-1}$	$\Delta G = -n F \Delta E$
$1 \text{ A} = 1 \text{ C s}^{-1}$	$k = A \exp(-E_a/RT)$
	$[A] = [A]_0 - akt \quad t_{1/2} = [A]_0 / (2ak) \text{ (orden 0)}$
	$\ln[A] = \ln[A]_0 - akt \quad t_{1/2} = \ln 2 / (ak) \text{ (orden 1)}$
	$1/[A] = 1/[A]_0 + akt \quad t_{1/2} = 1/(ak[A]_0) \text{ (orden 2)}$
	$q = i \times t \text{ (carga eléctrica)}$
	$K = \exp\left(-\frac{\Delta G^\circ}{RT}\right)$

Ejercicio 1

La síntesis orgánica es la construcción planificada de moléculas orgánicas mediante reacciones químicas. Los reactivos y condiciones que cada una de estas reacciones necesitan han de ser considerados para dar un buen rendimiento y un producto puro con el menor trabajo posible.

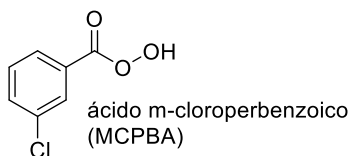
- 1.1- Selecciona de entre la lista provista, **todos** los reactivos/condiciones de reacción que permitan llevar a cabo las transformaciones **a-d**. Algunos compuestos se obtienen como mezclas racémicas aunque por simplicidad se indica sólo uno de los enantiómeros.
- 1.2- Marca con una cruz aquellos compuestos que se obtengan como mezclas racémicas.

(Diagrama en la página siguiente)



	a	b	c	d	e	f
1. OsO_4 ; 2. H_2S						
1. $\text{Hg}(\text{AcO})_2/\text{H}_2\text{O}$; 2. $\text{NaBH}_4/\text{NaOH}$						
1. B_2H_6 ; 2. $\text{H}_2\text{O}_2/\text{NaOH}$						
30% H_2SO_4 en H_2O						
Ácido meta-cloroperbenzoico (MCPBA)						
$\text{KMnO}_4/\text{H}_2\text{O}$, frío						
1. MCPBA; 2. $\text{H}^+/\text{H}_2\text{O}$						
1. O_3 ; 2. Zn/AcOH						
Mezcla racémica						

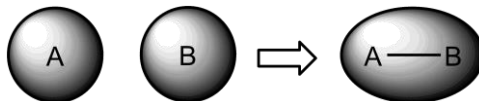
Nota:



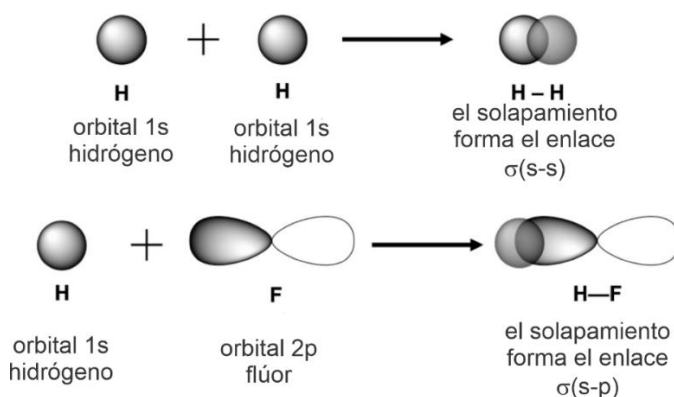


Ejercicio 2: Armando Enlaces

Un enlace covalente se produce cuando dos átomos se unen compartiendo la densidad electrónica.



Uno de los requisitos más importantes para formar un enlace covalente que sea fuerte aparece naturalmente cuando empleamos la Teoría de Enlace de Valencia, según la cual los enlaces químicos pueden pensarse formados por el solapamiento de los orbitales atómicos correspondientes de los átomos que se enlazan. Para que un enlace covalente sea fuerte, los orbitales de los átomos que se enlazan deben solapar eficientemente.

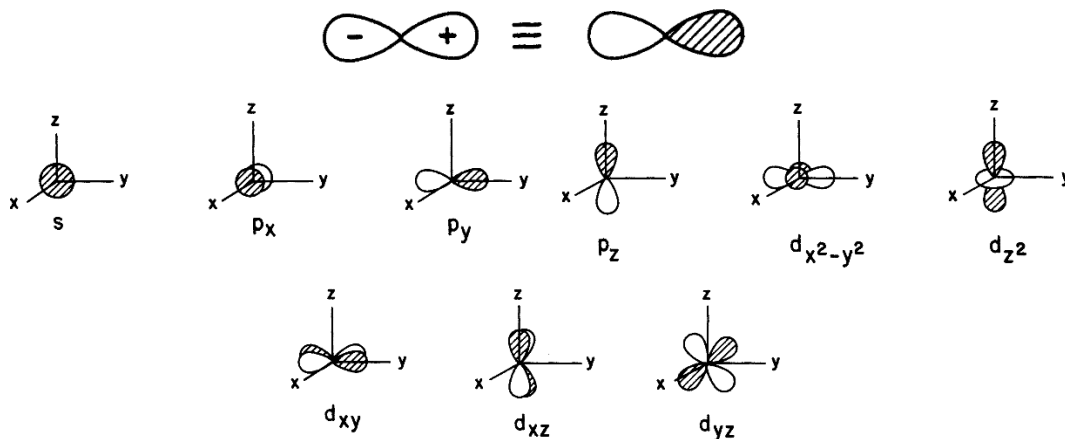


Pero... ¿qué significa “solapar eficientemente”? ¿qué factores influyen en un “buen solapamiento”?

El concepto de “solapamiento orbital” (S), que típicamente interpretamos empleando dibujos como los anteriores, tiene una definición matemática exacta en el marco de la química cuántica, por lo que puede ser calculado numéricamente (es la “integral espacial del producto escalar de los orbitales involucrados”). Como te imaginarás, estos cálculos exceden por completo el nivel de este examen.

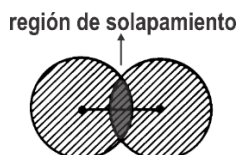
Por fuera de las cuentas duras, el solapamiento obedece reglas cualitativas bastante sencillas, algunas de las cuales se ejemplifican a continuación:

- 1- Los orbitales atómicos son funciones matemáticas y como tales tienen signo.

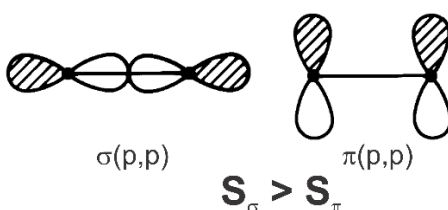




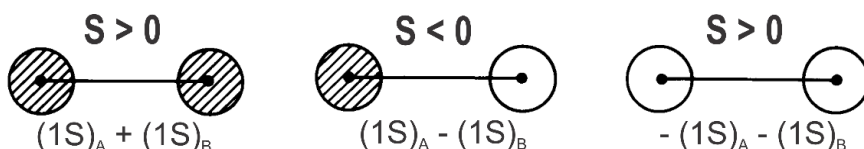
- 2- El solapamiento está vinculado con la región en la que se superponen los orbitales que forman el enlace. A mayor superposición, mayor solapamiento:



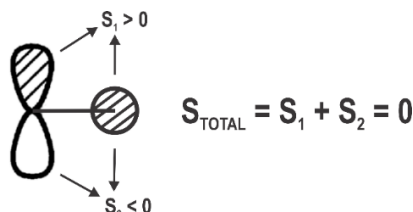
- 3- Los solapamientos frontales son más eficientes que los transversales.



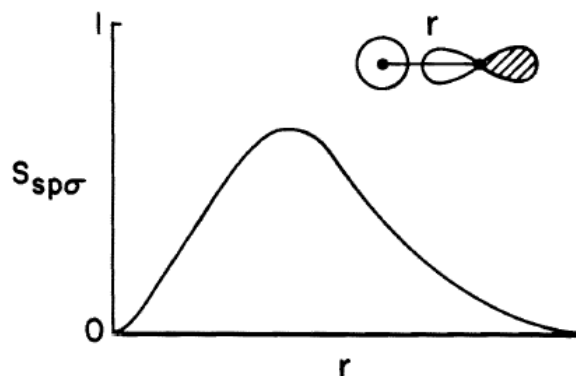
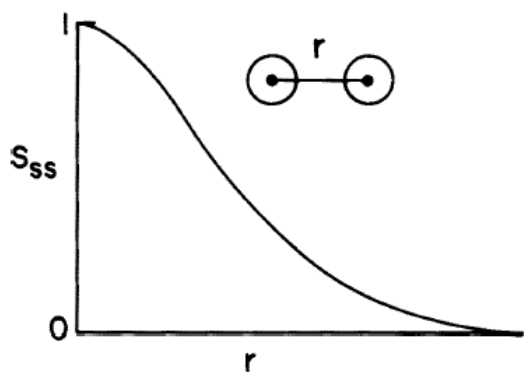
- 4- En el proceso de formar un enlace, los orbitales pueden sumarse o restarse. El solapamiento de lóbulos con el mismo signo es positivo, y el solapamiento de lóbulos con distinto signo es negativo.



- 5- El Solapamiento total en un sistema es la suma de los solapamientos parciales. En algunos sistemas, los solapamientos negativos y positivos se compensan generando $S = 0$ ("anulación por simetría").



Los gráficos que se presentan a continuación muestran el valor del solapamiento de dos **orbitales s** (izquierda) y **un orbital s y un orbital p** (derecha) en función de la distancia (r) entre ellos. Notar que, al calcular S , esta magnitud adopta un valor entre 0 y 1, siendo 0 cuando el solapamiento es nulo, y 1 en la situación en la cual el solapamiento es total.





(a) ¿Por qué en ambos gráficos el solapamiento se aproxima a cero para valores de r grandes?

Marca con una cruz (X) la respuesta que consideres correcta.

- i. Porque al acortar la distancia entre los orbitales, el solapamiento va mejorando.
- ii. Porque al aumentar la distancia entre los orbitales, la región solapada va achicándose, y eventualmente se vuelve ínfima.
- iii. Porque a distancias largas la molécula se rompe.
- iv. Porque al aumentar la distancia entre los orbitales, la región solapada va aumentando.

☐☐☐☐

(b) ¿Por qué el gráfico de la derecha (**solapamiento s-p**) se anula para $r = 0$ mientras que el de la izquierda (**solapamiento s-s**) no?

- i. Porque en $r = 0$ el solapamiento s-p se anula por simetría mientras que el s-s no.
- ii. Porque el solapamiento s-p pasa por un máximo en $r > 0$.
- iii. Porque los orbitales s y p son diferentes y entonces se anulan en $r = 0$.
- iv. Porque en $r = 0$ el solapamiento s-s se anula por simetría mientras que el s-p no.

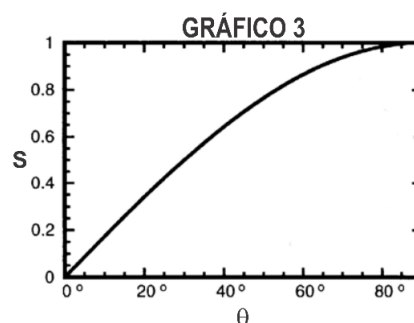
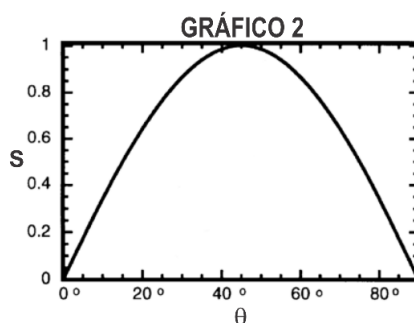
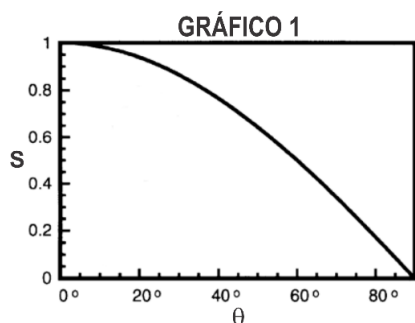
☐☐☐☐

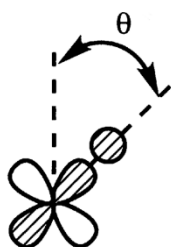
(c) ¿Por qué el gráfico de la derecha (**solapamiento s-p**) nunca alcanza el valor de $S = 1$? Marca con una cruz (X) la respuesta que consideres correcta.

- i. Porque el máximo se alcanza a $r > 0$.
- ii. Porque el solapamiento se anula por simetría.
- iii. Porque al ser diferentes orbitales, no pueden acercarse lo suficiente como para asegurar $S = 1$.
- iv. Porque el orbital p posee lóbulos de diferentes signos lo cual genera que siempre haya una contribución negativa al solapamiento.

☐☐☐☐

A continuación, se presentan tres gráficos (1, 2 y 3) de solapamiento en función del ángulo entre orbitales, así como también tres esquemas que representan dichos solapamientos (A, B y C). ¡NO ESTÁN NECESARIAMENTE ORDENADOS!





ESQUEMA
A



ESQUEMA
B



ESQUEMA
C

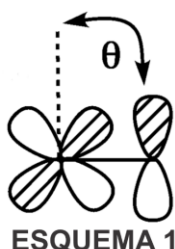
(d) Indica a qué esquema (A, B, o C) corresponde cada gráfico.

EL GRÁFICO 1 CORRESPONDE AL ESQUEMA _____

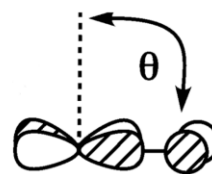
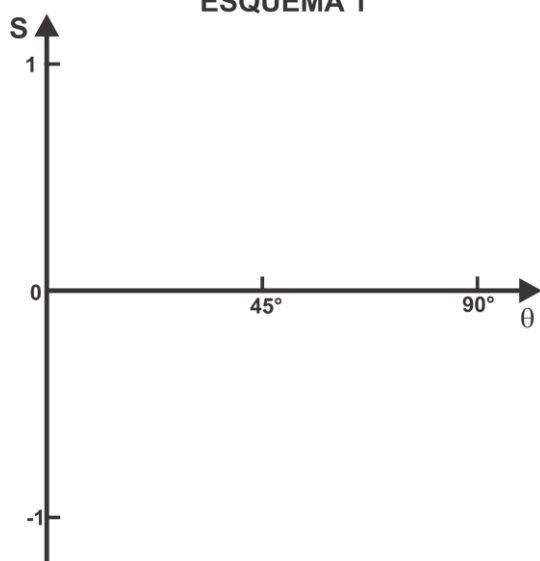
EL GRÁFICO 2 CORRESPONDE AL ESQUEMA _____

EL GRÁFICO 3 CORRESPONDE AL ESQUEMA _____

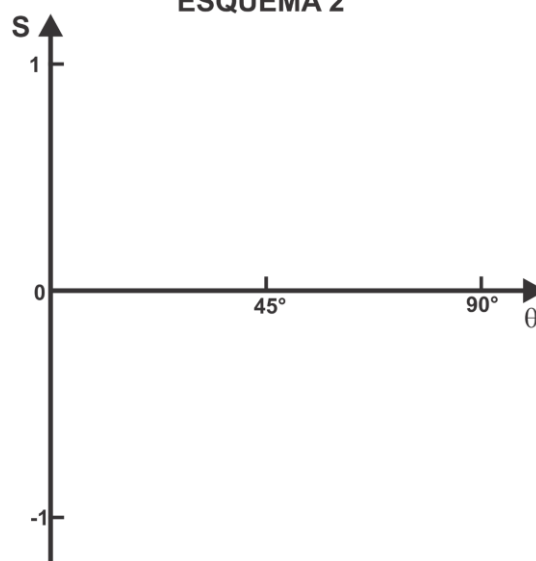
(e) Grafica de manera cualitativa el solapamiento en función del ángulo para los dos esquemas que se presentan a continuación. Asume que $S = 1$ cuando en cada situación el solapamiento alcanza el máximo posible.



ESQUEMA 1

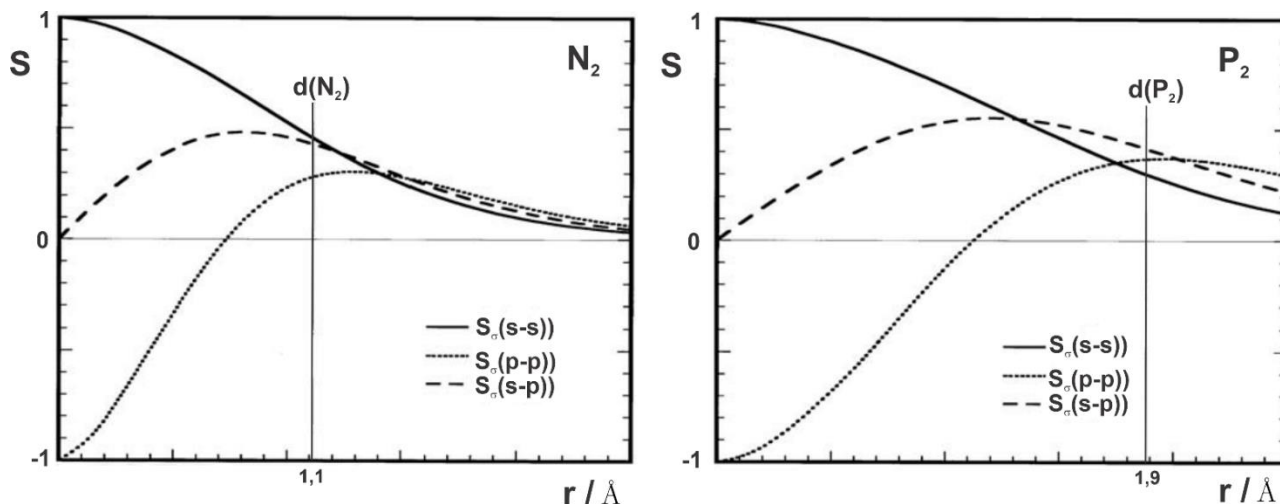


ESQUEMA 2





Los gráficos que se muestran a continuación muestran los solapamientos de tipo s de orbitales los orbitales s y p de valencia del Nitrógeno (2s, 2p) y el Fósforo (3s, 3p) en función de la distancia entre los átomos. En los gráficos se indica también (como una línea vertical) la distancia de enlace de equilibrio de las moléculas de N_2 y P_2 .



(f) Analiza críticamente los gráficos y marca con una cruz (X) todas las afirmaciones verdaderas dentro de las siguientes opciones. **¡Puede ser más de una!**

- i. Las distancias de enlace de equilibrio de ambos sistemas surgen fundamentalmente de optimizar los solapamientos s-s. ☐
- ii. Las distancias de enlace de equilibrio de ambos sistemas surgen fundamentalmente de optimizar los solapamientos p-p. ☐
- iii. Las distancias de enlace de equilibrio de ambos sistemas surgen fundamentalmente de optimizar los solapamientos s-p. ☐
- iv. Los orbitales 2s/2p del P son más externos y extendidos que los orbitales 3s/3p del N, lo cual genera que los solapamientos que involucran orbitales p alcancen máximos a mayores distancias. ☐
- v. Los orbitales 3s/3p del P son más externos y extendidos que los orbitales 2s/2p del N, lo cual genera que los solapamientos que involucran orbitales p alcancen máximos a mayores distancias. ☐
- vi. Los orbitales 3s/3p del P son más externos y extendidos que los orbitales 2s/2p del N, lo cual genera que los solapamientos que involucran orbitales p alcancen máximos a menores distancias. ☐
- vii. Los solapamientos s-p alcanzan un máximo para ambos sistemas a menores distancias que los solapamientos p-p debido a que los orbitales s son más internos que los p. ☐
- viii. Los solapamientos s-p alcanzan un máximo para ambos sistemas a menores distancias que los solapamientos p-p debido a que los orbitales s son más externos que los p. ☐
- ix. Los solapamientos s-p alcanzan un máximo para ambos sistemas a mayores distancias que los solapamientos p-p debido a que los orbitales s son más externos que los p. ☐



A la hora de analizar tendencias periódicas para comparar la fuerza de enlaces químicos formados por diferentes elementos, la eficiencia del solapamiento es una herramienta clave.

- (g) Si la fuerza del enlace H–X (es decir, qué tan difícil resulta romperlo) fuese el factor determinante para definir la acidez de los hidrácidos de los halógenos, ¿cuál esperas que sea el ácido más débil? Marca con una cruz (X) la respuesta que consideres correcta.

i. HF ☐

ii. HCl ☐

iii. HBr ☐

iv. HI ☐

- (h) Si la fuerza del enlace X–X fuese el factor determinante para definir la capacidad reductora de los halogenuros X^- (según $2X^- \rightarrow X_2 + 2e^-$), ¿cuál sería el reductor más fuerte? Marca con una cruz (X) la respuesta que consideres correcta.

i. El reductor más fuerte sería el Cl^- ☐

ii. El reductor más fuerte sería el Br^- ☐

iii. El reductor más fuerte sería el I^- ☐

iv. Todos serían igual de reductores porque los X^- no poseen enlaces X–X. ☐

- (i) Si la fuerza del enlace E–H fuese la responsable de la capacidad de “ceder hidruros” de los compuestos $[BH_4]^-$ y $[AlH_4]^-$, ¿cuál de estas especies sería un mejor reductor? Marca con una cruz (X) la respuesta que consideres correcta.

i. $[BH_4]^-$ ☐

ii. $[AlH_4]^-$ ☐

iii. Estas especies no son reductoras ☐

iv. Ambas serán igualmente reductoras. ☐



Ejercicio 3: Cromo hexavalente en agua

Aproximadamente 2200 millones de personas en el mundo carecen de acceso a agua potable segura. La contaminación del agua es un factor clave en esta crisis: según la Organización de las Naciones Unidas, más del 80 % de las aguas residuales se vierten en el medio ambiente sin un tratamiento previo adecuado. Algunos de los contaminantes del agua más comunes en la actualidad son los microplásticos, pesticidas, productos farmacéuticos, y metales tóxicos.

El primer paso para lograr la protección de las fuentes de agua naturales es el tratamiento adecuado de los efluentes industriales (aguas descargadas por las industrias) y de las aguas residuales (aguas de uso doméstico). Sin embargo, a menudo estos tratamientos no son suficientes o directamente no se llevan a cabo. En Argentina existen numerosos organismos, la mayoría perteneciente al Estado, encargados del saneamiento y la potabilización del agua para consumo.

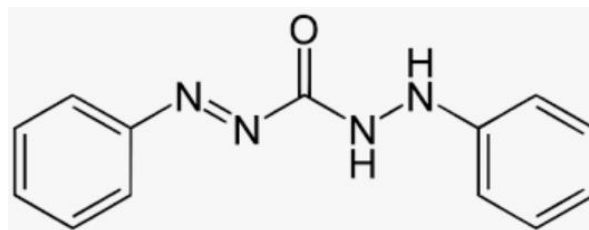
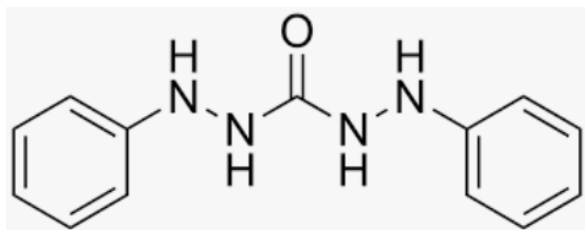
Si bien nuestro país cuenta con numerosas fuentes de agua dulce, existen muchos problemas de contaminación. Por ejemplo, en La Pampa, Chaco y algunos sectores del conurbano bonaerense, se encuentran aguas contaminadas con arsénico (uno de los pocos casos en que la contaminación es de origen natural). Muchos ríos están contaminados con metales pesados y plaguicidas en todo el territorio nacional, debido a la falta de control y a las prácticas inadecuadas de las industrias y otros agentes.

En muchos acuíferos de la provincia de Buenos Aires se vierten efluentes industriales con grandes cantidades de cromo (VI), o *cromo hexavalente*, proveniente de industrias trabajan con metales. El Cr (VI), al contrario que el Cr (III), que es inocuo, causa serios problemas de salud como dermatitis, gastroenteritis y cáncer, por lo que representa un serio problema de contaminación del agua.

A lo largo de este ejercicio, analizaremos un método para determinar la concentración de Cr (VI) (que representaremos como el anión *dicromato* ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) en agua, el cual está basado en la *absorción de luz*.

Dado que este se encuentra en una *matriz* compleja, que contiene muchas otras especies (por ejemplo, el agua de un río), es necesario realizar un tratamiento previo de la muestra para separar el Cr (VI).

El primer paso de este método consiste en llevar a cabo una reacción entre el Cr (VI) presente en la muestra de agua de río y la *difenilcarbazida* ($\text{C}_{13}\text{H}_{14}\text{N}_4\text{O}$; figura de la izquierda). Este compuesto reacciona de manera muy *selectiva* con el Cr (VI). La reacción es una reacción redox en la cual el Cr (VI) se reduce a Cr (III), oxidando la difenilcarbazida a *difenilcarbazona* ($\text{C}_{13}\text{H}_{12}\text{N}_4\text{O}$; figura de la derecha).





A continuación, ocurre una reacción de *complejación* entre el Cr^{3+} y la difenilcarbazona. En este tipo de reacción química se forma un *compuesto de coordinación*, o *complejo*, que consiste en un catión metálico enlazado a un número variable de otras moléculas, a las que llamamos *ligandos*. En este caso, la difenilcarbazona es un ligando *tridentado* (es decir, que presenta 3 átomos que se unen al catión central), mientras que el agua es un ligando *monodentado*.

(a) Escribir las ecuaciones químicas correspondientes a las hemirreacciones de oxidación, reducción, la ecuación redox global entre $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ y $\text{C}_{13}\text{H}_{14}\text{N}_4\text{O}$, y la reacción de obtención del complejo hexacoordinado de Cr^{3+} que contiene un solo ligando $\text{C}_{13}\text{H}_{12}\text{N}_4\text{O}$ (que para esta reacción y de ahora en más llamaremos “**dif**”) y agua. Tené en cuenta que estas reacciones ocurren en medio ácido.

Hemirreacción de oxidación:

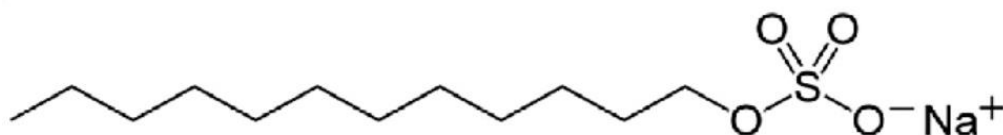
Hemirreacción de reducción:

Ecuación global:

Reacción de complejación:

Antes de trabajar con una muestra de aguas naturales, es necesario desarrollar un protocolo de trabajo utilizando una muestra de concentración conocida. Para ello, se preparó una mezcla de reacción a partir de **20 mL** de una solución acuosa $6,67 \times 10^{-4} \text{ M}$ de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (que es soluble en agua). Dado que la reacción requiere de medio ácido, se agregaron además **2,50 mL** de ácido sulfúrico 0,500 M. Se agregó finalmente **1,00 mL** de solución $20,0 \text{ g L}^{-1}$ de dodecil sulfato de sodio (SDS). Para iniciar la reacción redox entre el $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ y la **difenilcarbazona**, se agregó **1,00 mL** de solución de **difenilcarbazona** $4,00 \times 10^{-2} \text{ M}$ a la solución anterior.

Luego de la reacción de obtención del complejo, es necesario separarlo de la matriz acuosa en la que se encuentra. Para ello, se lleva a cabo una *extracción líquido-líquido* agregando **3 mL** de un solvente orgánico de baja polaridad. Dado que el complejo tiene carga, es soluble en agua. El anión del SDS (que se muestra en la figura) forma con el complejo un *par iónico*, que es un compuesto neutro, el cual debido a la cadena hidrocarbonada que presenta es más afín a la fase orgánica.



Los experimentos mostraron que el **88 %** del complejo presente en la fase acuosa se extrae en la fase orgánica. Para poder realizar el análisis por absorción de luz, se llevó a cabo una dilución tomando **1 mL** de la fase orgánica, completando hasta un volumen de **1000 mL** con solvente.

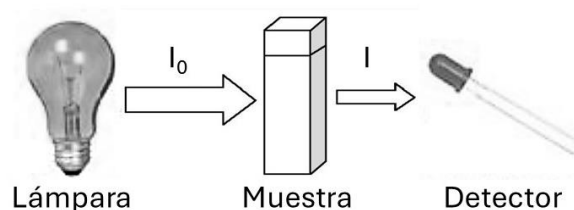
(b) Considerando que tanto la reacción redox como la de complejación tienen un rendimiento del **100 %**, y que todos los volúmenes son aditivos, calcular la concentración molar del complejo **Cr³⁺-dif** en la solución diluida en el solvente no polar. Si no pudiste resolver el ítem **(a)**, hacé alguna suposición acerca de la estequiometría de estas reacciones (indicando cuál es) y seguí adelante.

Respuesta: _____ M



Este complejo presenta un color púrpura-rojizo muy característico. Dado que el color de una sustancia está relacionado con su capacidad para absorber luz, su coloración intensa lo hace ideal para el análisis por *absorciometría*, es decir, la determinación de cuánta luz absorbe. Cuando un haz de luz incide sobre la muestra, parte de la luz ingresa en la materia y la atraviesa. A este haz de luz se lo denomina *luz transmitida*. A su vez, dependiendo de las características del material en cuestión, la luz transmitida puede ser *absorbida* en mayor o menor medida. Por ejemplo, imaginá que prepararás un café muy fuerte, en una taza de vidrio incoloro. Si colocás la taza de manera que la luz ingrese por un lado y observás desde el lado opuesto (es decir, observás “a trasluz”, a través del café), la taza se verá muy oscura y el café aparecerá negro. Esto se debe a que, al estar muy concentrado, el café absorbe prácticamente toda la luz que ingresa a la taza, por lo que muy poca luz llega a tus ojos; nuestro cerebro interpreta esto como “negro” (ausencia de luz). En otras palabras, la luz “se pierde” en el camino. Por el contrario, si prepararás un café mucho más diluido, llegará algo de luz a tus ojos, e incluso esto te permitirá apreciar el color del café.

La *absorciometría* consiste en medir la luz absorbida por una muestra utilizando un dispositivo denominado espectrofotómetro. Un esquema simplificado de este tipo de dispositivo es el siguiente:



La muestra se coloca en un recipiente traslúcido (es decir, que permite pasar la luz) denominado *cubeta*. Se hace incidir sobre la misma un haz de luz que presenta cierta intensidad (denominada I_0 en la figura). Debido a la presencia del compuesto, que absorbe parte de la luz, la intensidad del haz de luz de salida (denominado I en la figura) es menor. A partir de los valores de I_0 e I se puede calcular una propiedad de la muestra denominada *absorbancia (A)*:

$$A = -\log(I / I_0)$$

El valor de A es muy importante ya que se encuentra directamente relacionado con la concentración de un compuesto en solución, por lo que permite determinar cuánto hay de ese compuesto en la muestra. La ecuación que relaciona estas dos variables se conoce como **Ley de Lambert-Beer**:

$$A = \epsilon \times l \times C$$

En esta ecuación, “ A ” es la *absorbancia* (que no tiene unidades), “ ϵ ” es una constante que se conoce como *absortividad molar*, “ l ” es el *paso óptico*, que es la distancia que debe recorrer la luz a través de la



muestra (expresada en **cm**), y “**C**” es la concentración (expresada en **molaridad**). Por lo tanto, si medimos la absorbancia de una solución y conocemos “ ϵ ” y “**l**”, podemos determinar su concentración utilizando esta ecuación. El problema radica en que es necesario conocer el valor de “ ϵ ”, que es característico de cada compuesto. Por este motivo es que, antes de determinar la concentración de Cr (VI) en una muestra de aguas naturales, trabajamos primero con una solución de concentración conocida del complejo (la solución del ítem **(b)**). Dado que sabemos la concentración del complejo **Cr³⁺-dif** en esta solución, podemos determinar su valor de “ ϵ ”; este proceso se conoce como *calibración*.

(c) Calcular la absortividad molar “ ϵ ” para el complejo **Cr³⁺-dif**, sabiendo que la absorbancia de la solución del ítem **(b)** fue **A = 0,345** y que **l = 1 cm**. Indicá cuáles son sus unidades. Si no pudiste resolver el ítem **(b)**, considerá $[\text{Cr}^{3+}\text{-dif}] = 5 \times 10^{-6} \text{ M}$.

Valor de ϵ : _____

Unidades de ϵ : _____

Ahora que conocemos el valor de “ ϵ ” podemos determinar la concentración de Cr (VI) en una muestra de aguas naturales. El Acta Nacional sobre desechos tóxicos N° 24051 y la Organización Mundial de la Salud establecen un límite máximo tolerable de **$2,00 \times 10^{-6} \text{ g L}^{-1}$** de Cr (VI) para la protección de la vida acuática, y de **$5,00 \times 10^{-5} \text{ g L}^{-1}$** para el agua de consumo.

Una muestra de **20 mL** de agua tomada de un efluente de una industria que vierte residuos de Cr (VI) en la cuenca Matanza-Riachuelo fue sometida a un protocolo similar al descripto anteriormente. En resumen:

- 1) El total del **Cr (VI)** presente en la muestra se transforma en **Cr³⁺**.
- 2) El total del **Cr³⁺** se transforma en el complejo **Cr³⁺-dif**.
- 3) El **88 %** del complejo **Cr³⁺-dif** se extrae en **3 mL** de solvente no polar.
- 4) Se preparó una dilución de la solución anterior tomando **0,1 mL** de la fase no polar y llevando a **1 L** con solvente. (**Ojo que no es la misma dilución de antes**).
- 5) Se determinó la absorbancia de **1 mL** de esta muestra, obteniéndose **A = 0,752**.

(d) Determinar si la muestra de agua cumple con las especificaciones. ¿Es apta para consumo? ¿Es compatible con la vida acuática según la reglamentación? Si no pudiste resolver el ítem **(c)**, considerá $\epsilon = 2 \times 10^4$ (en las unidades correctas). (**Recuadro en la página siguiente**)



[Cr (VI)] = _____ g L⁻¹

¿Es apta para consumo? (indicar sí o no): _____

¿Es compatible con la vida acuática? (indicar sí o no): _____

En la charla de este año de Nivel 1 veremos un ejemplo de un método de “biorremediación” de aguas contaminadas por Cr (VI) desarrollado por investigadoras argentinas del CONICET. ¡Están invitados/as!



Ejercicio 4

El mantenimiento de un pH estable en la sangre es fundamental para la supervivencia y el funcionamiento óptimo del organismo. La sangre debe mantenerse dentro de un rango de **pH entre 7,35 y 7,45**, y cualquier desviación fuera de este margen puede afectar gravemente la actividad enzimática, el metabolismo celular y los procesos vitales. Para evitar fluctuaciones drásticas del pH, el cuerpo utiliza varios **sistemas reguladores** que amortiguan los cambios en la concentración de protones. Entre los sistemas reguladores más importantes de la sangre se encuentran el **sistema ácido carbónico-bicarbonato-carbonato** y las proteínas que contienen **histidina**, como la hemoglobina. Estos sistemas trabajan en conjunto para equilibrar la producción y eliminación de ácidos y bases, manteniendo el pH en un rango saludable.

Primero vamos a estudiar el equilibrio ácido-base del ácido carbónico.

Datos del ácido carbónico (H_2CO_3):

$\text{pK}_{\text{a}1} = 6,35$; $\text{pK}_{\text{a}2} = 10,33$

Constante de Henry del CO_2 (k_{H}) = $3,3 \times 10^{-2} \text{ mol/L atm}$

Presión parcial del CO_2 ($p\text{CO}_2$) en sangre = 45 mmHg

- (a) Si cuentas con una solución de H_2CO_3 cuya concentración analítica es 0,0150 M, determina el pH de la solución y las concentraciones molares de H_2CO_3 , HCO_3^- y CO_3^{2-} en el equilibrio.

(El recuadro continúa en la siguiente página)



(b) Calcula la concentración molar de H_2CO_3 en equilibrio en la sangre.

Recuerda que $[\text{H}_2\text{CO}_3] = p\text{CO}_2 \times k_{\text{H}}$ y que $760 \text{ mmHg} = 1 \text{ atm}$.

(c) Sabiendo que en sangre la concentración molar de HCO_3^- vale $0,0220 \text{ M}$ y teniendo en cuenta tu resultado del ítem **(b)**, calcula el pH. Si no pudiste resolver el ítem **(b)** puedes suponer que $[\text{H}_2\text{CO}_3] = 2,20 \times 10^{-3} \text{ M}$. **(Recuadro en la página siguiente)**

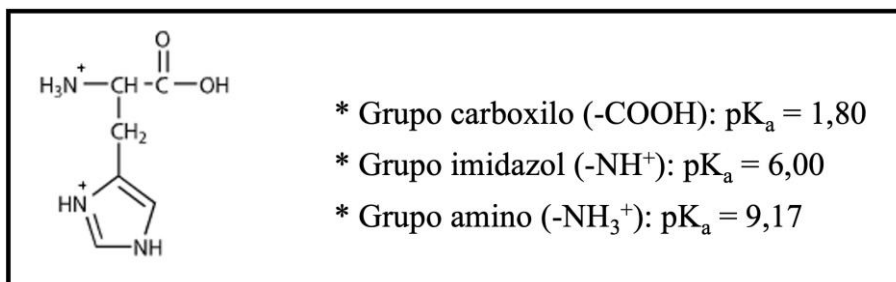


- (d) Imagina que ocurre un episodio de acidosis metabólica en el cual el pH de la sangre disminuye a un valor de 7,20. Suponiendo que esta acidosis ocurre por el agregado de HCl, calcula la cantidad (moles) de HCl que fueron agregados, sin cambio de volumen, a 1 L de sangre.



La **histidina** es un aminoácido esencial en el organismo humano y desempeña un papel clave en varios procesos biológicos y especialmente, como se comentó más arriba, en la **regulación del pH sanguíneo** y en la función de las proteínas.

La histidina completamente protonada (a la que podrás llamar H_3His^{2+}) tiene la siguiente estructura química y valores de pK_a :



Este conjunto de pK_a 's convierte a la histidina en un sistema versátil como regulador del pH en sistemas biológicos. Proteínas como la hemoglobina, que transporta oxígeno en la sangre, contienen residuos de histidina. Estos residuos juegan un papel clave en la capacidad de la hemoglobina para unir oxígeno de manera dependiente del pH, lo que permite la liberación de oxígeno en los tejidos que lo necesitan, y en la captación en los pulmones. Esto es crucial para el transporte eficiente de oxígeno y dióxido de carbono, procesos que influyen directamente en la regulación del pH sanguíneo.

- (e) Indica, para el rango de pH de la sangre, en qué forma se encuentra cada uno de los grupos funcionales de la histidina. Coloca la palabra “protonada” cuando dicha forma sea la mayoritaria, “desprotonada” cuando dicha forma sea la mayoritaria, o “protonada/desprotonada” cuando ambas formas se encuentren en proporción apreciable al pH sanguíneo.

Grupo carboxilo : _____

Grupo imidazol : _____

- (f) Considera que el pH de la sangre ha bajado a 7,20 debido a un trastorno respiratorio. ¿Cuál es el grupo funcional de la histidina que se verá afectado principalmente por este cambio de pH? Escribe tu respuesta en el siguiente recuadro.

Grupo : _____



El **punto isoeléctrico (pI)** de un aminoácido es el valor de pH en el cual presenta una carga neta igual a cero.

- (g) Teniendo en cuenta la estructura química de la histidina y sus valores de pK_a , ¿cuál es el valor aproximado del pI de dicho aminoácido?

Marca con una "X" tu respuesta en el recuadro correspondiente:

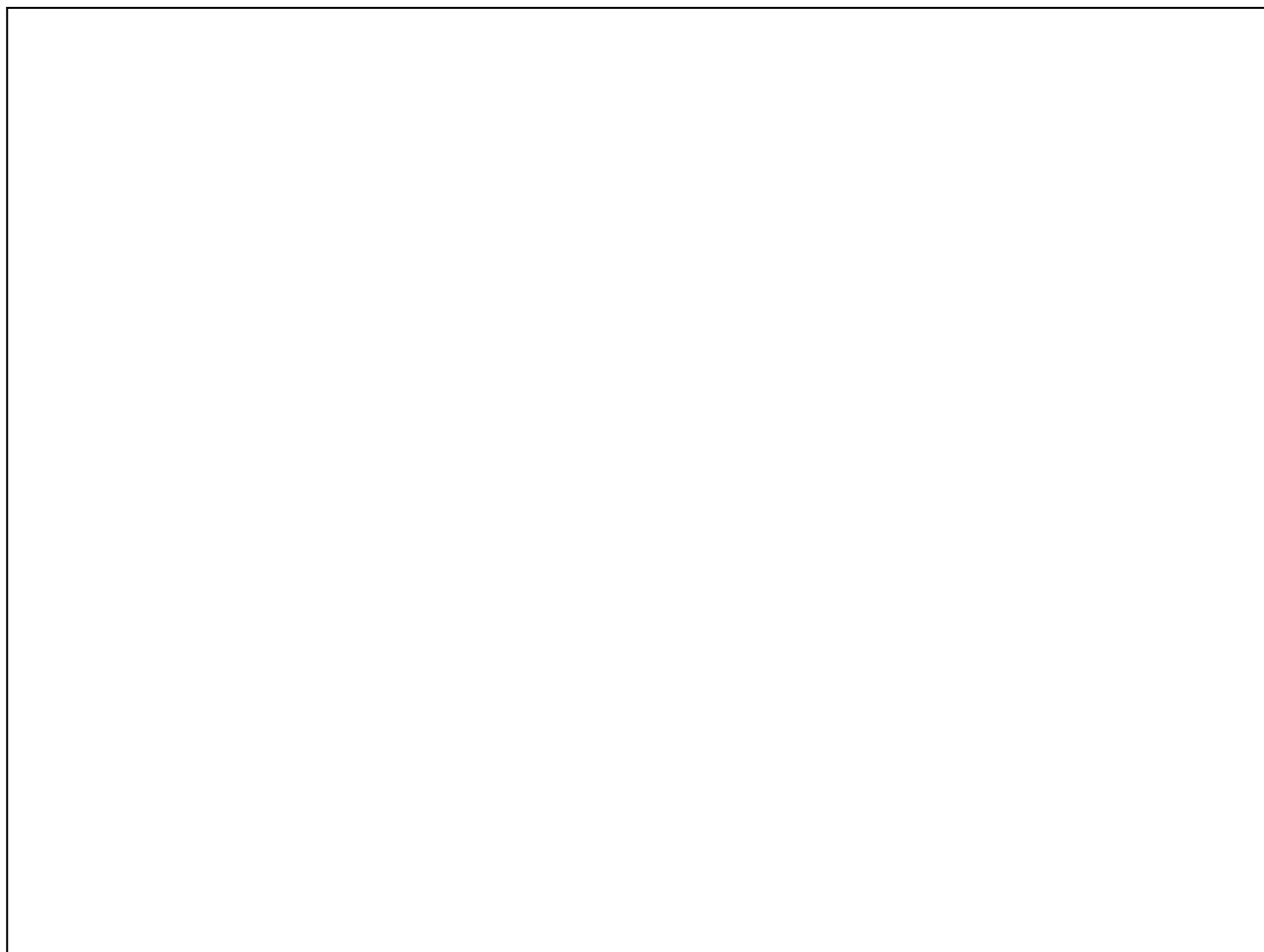
pI $\approx$ 1,80	pI $\approx$ 3,90	pI $\approx$ 6,00	pI $\approx$ 7,60	pI $\approx$ 9,17
☐	☐	☐	☐	☐

Se desean preparar 100,0 mL una solución reguladora de pH = 6,25 basada en histidina. Para ello partes de 50,0 mL de una solución de este aminoácido en la forma HHis de concentración 0,0500 M y le agregas solución de HCl 0,150 M.

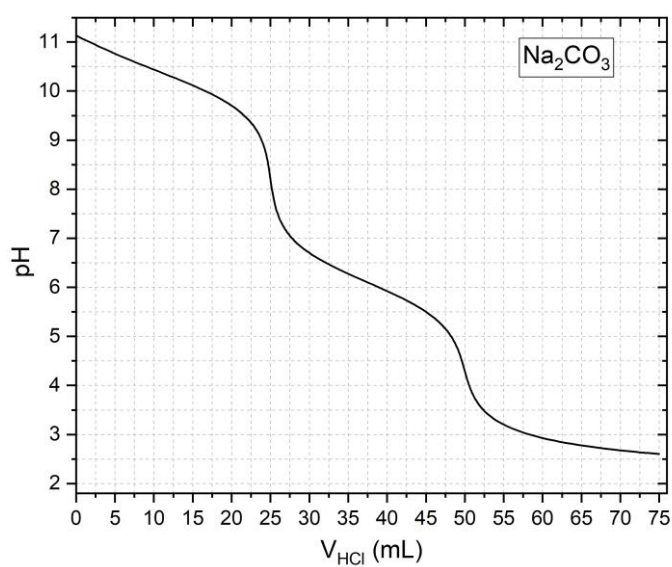
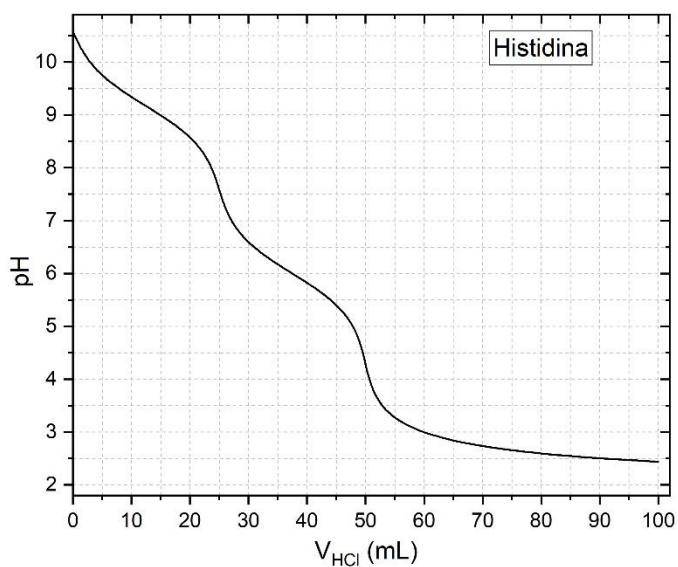
- (h) Indica cuál es el par ácido-base de la histidina que regulará a pH = 6,25 y determina la relación de concentraciones $[base] / [ácido]$, donde $[base]$ corresponde a la concentración de la especie de la histidina que actúa como base en la solución reguladora, mientras que $[ácido]$ a la que actúa como el ácido.

- (i) Determina el volumen de la solución de HCl 0,150 M que deberás agregarle a 50,0 mL de la solución de His 0,0500 M para preparar los 100,0 mL de la solución reguladora requerida.

(Recuadro en la página siguiente)



A continuación, se presentan las curvas de titulación ácido-base de 25,00 mL de soluciones de histidina 0,0100 M completamente desprotonada (izquierda) y de carbonato de sodio 0,0100 M (derecha). En ambos casos se empleó solución de HCl 0,0100 M como titulante.





(j) Marca con una “X” las opciones que consideres correctas en los recuadros correspondientes:

1. La curva de titulación ácido-base de la histidina presenta 2 puntos de equivalencia ya que en estas condiciones experimentales no es posible protonar completamente a su grupo amino.	
2. Si a la solución de histidina se la lleva primero a pH = 4 y luego se la titula con solución de NaOH 0,0100 M se observará un único punto de equivalencia.	
3. Si se titula a la solución de histidina completamente desprotonada utilizando naranja de metilo como indicador (rango de viraje 3,1 – 4,4) se cumplirá que $n_{\text{histidina}} = 2 n_{\text{HCl}}$.	
4. En la curva de titulación de la histidina, en el rango $5 \text{ mL} < V_{\text{HCl}} < 20 \text{ mL}$ se tiene una solución reguladora basada en el grupo amino de dicho aminoácido.	
5. Si la titulación de la solución de Na_2CO_3 se detiene cuando se han agregado 35 mL de la solución de HCl se obtendrá una solución reguladora basada en $\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3$.	
6. Si se tiene una solución de NaHCO_3 de concentración 0,0100 M y se la titula con NaOH de idéntica concentración, se observará un punto de equivalencia en la curva de titulación.	
7. Como los puntos de equivalencia de las titulaciones de histidina y de Na_2CO_3 tienen pH muy similares, no será posible cuantificar ambas sustancias presentes en una solución mezcla mediante titulaciones ácido-base con solución de HCl.	

Cuando una solución presenta más de un sistema que puede regular el pH, el poder regulador (β) de dicha solución se puede expresar de la siguiente manera:

$$\beta = 2,303 \times \left([\text{H}^+] + [\text{OH}^-] + \sum_{i=1}^n \frac{K_{a,i}[\text{H}^+]C_{i,\text{total}}}{(K_{a,i} + [\text{H}^+])^2} \right)$$

Donde $[\text{H}^+]$ = concentración molar de H^+ en la solución; $[\text{OH}^-]$ = concentración molar de OH^- en la solución; $K_{a,i}$ = constante de acidez de la especie “i”; $C_{i,\text{total}}$ = concentración molar total de la especie “i” en solución.

Nota adicional: $\sum_{i=1}^n \frac{K_{a,i}[\text{H}^+]C_{i,\text{total}}}{(K_{a,i} + [\text{H}^+])^2}$ corresponde a la sumatoria de cada uno de los sistemas de pares ácido-base conjugados presentes en la solución.

Imagina ahora que tienes una solución fisiológica que contiene histidina en concentración total 0,0100 M, bicarbonato de sodio en concentración 0,0220 M y ácido carbónico en concentración $2,20 \times 10^{-3}$ M.

(k) Calcula el pH y, a continuación, el poder regulador (b) de la solución fisiológica.

(Recuadro en la página siguiente)



- (I) Compara, justificando en pocos renglones, el poder regulador del sistema bicarbonato con el de la histidina en la solución fisiológica.



Las sales de carbonato, como el carbonato de calcio (CaCO_3) y el carbonato de magnesio (MgCO_3), desempeñan un papel fundamental en diversas funciones biológicas y fisiológicas en el cuerpo humano. Estos compuestos son esenciales para la salud y el bienestar, ya que participan en procesos críticos como la formación y mantenimiento de huesos y dientes. El carbonato de calcio es quizás el más conocido de estos compuestos. Constituye una parte vital de la estructura ósea y dental, proporcionando resistencia y dureza a los huesos. Además, el CaCO_3 es importante en la coagulación sanguínea y la transmisión de impulsos nerviosos. La biodisponibilidad y la solubilidad de estas sales pueden verse afectadas por factores como el pH del entorno. Un pH ácido puede aumentar la solubilidad de los carbonatos, lo que permite una mejor absorción de los iones de calcio y magnesio en el tracto digestivo. Esto resalta la importancia de mantener un equilibrio adecuado del pH para asegurar que el cuerpo obtenga estos minerales esenciales.

Los valores de K_{ps} del CaCO_3 y del MgCO_3 son $4,5 \times 10^{-9}$ y $3,5 \times 10^{-8}$ a T ambiente, respectivamente.

(m) Determina la solubilidad molar del CaCO_3 al pH normal de la sangre ($\text{pH} = 7,40$).



- (n) A una solución de MgCl_2 $1,25 \times 10^{-4}$ M se le burbujea $\text{CO}_2(\text{g})$ hasta que se satura en dicho gas, alcanzando una concentración de 1,45 g/L. Posteriormente, se regula el pH hasta un valor de 7,40 (sin cambio de volumen). Indicar si se observará precipitado de MgCO_3 escribiendo “Si” o “No” al final del recuadro de respuestas, y justificando con los cálculos que consideres convenientes. Puedes suponer que en estas condiciones no precipita $\text{Mg}(\text{OH})_2$.



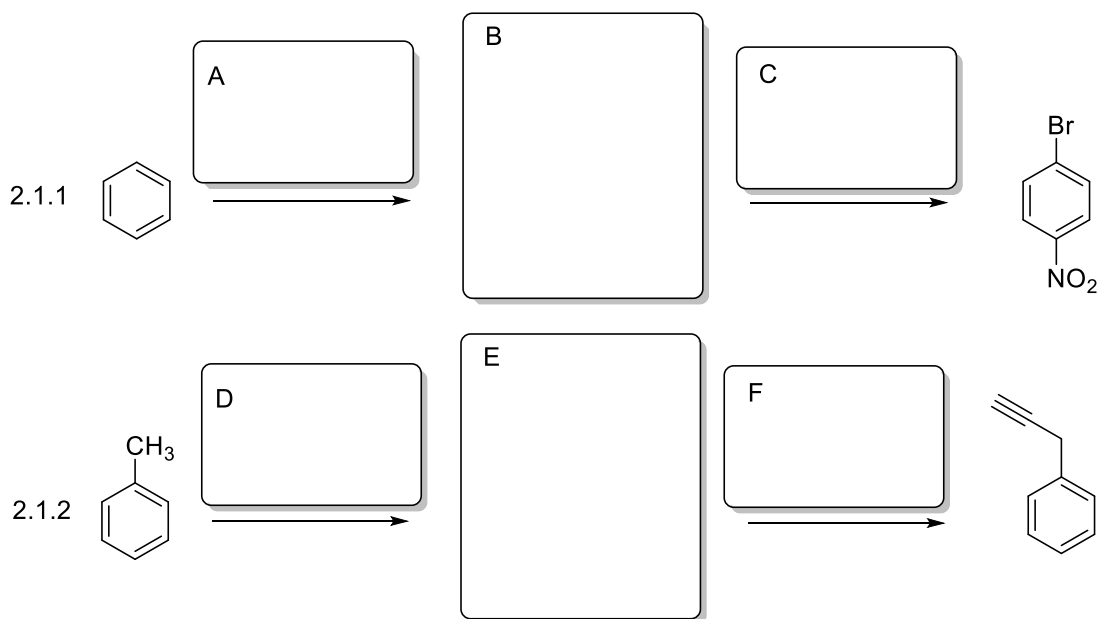
(o) Marca con una “X” las opciones que consideres correctas en los recuadros correspondientes:

1. Si el pH de la solución se regula por encima de 12,33, las solubilidades (S) del CaCO_3 y del MgCO_3 se pueden calcular directamente como $S = (K_{ps})^{1/2}$.	
2. Si a una solución equimolar en MgCl_2 y CaCl_2 se le agrega otra solución donde se cumple que $[\text{HCO}_3^-] = [\text{CO}_3^{2-}]$, en la solución resultante se observará que $[\text{Mg}^{2+}] = [\text{Ca}^{2+}]$.	
3. Si en una solución se cumple que $[\text{Mg}^{2+}] = 100 \times [\text{Ca}^{2+}]$ al burbujear CO_2 se observará que la sal que comienza a precipitar en primer lugar es MgCO_3 .	
4. Dado que a $\text{pH} \leq 4,35$ se cumple que $[\text{CO}_3^{2-}]_{\text{total}} \approx [\text{H}_2\text{CO}_3]$, si el pH se regula en dicho rango no se observará precipitado de CaCO_3 ni de MgCO_3 al burbujear CO_2 a una solución que contiene MgCl_2 y CaCl_2 .	
5. La solubilidad del $\text{Mg}(\text{CO}_3)_2$ siempre será mayor en una solución reguladora basada en $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ que en otra basada en $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$.	

Ejercicio 5

Al diseñar una síntesis de un determinado compuesto hay que tener en cuenta que lo que se pretende es obtener una muestra pura del producto que se desea, utilizando para ello el procedimiento que sea más eficaz y en todo momento el más conveniente. Para lograrlo hay que recurrir a aquellas reacciones que dan lugar de forma clara a un solo producto o que por lo menos sea mayoritario en gran medida y que después sea posible su separación de forma factible y sencilla, eludiendo en consecuencia aquellas reacciones que, aun siendo posibles, dan una mezcla de productos.

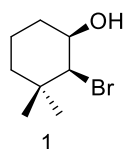
2.1- Completa la siguiente secuencia de reacción de manera de obtener el producto deseado:



2.2- El compuesto (1R,2S)-3,3-dimetil-2-bromociclohexanol (**1**) y su isómero (1R,2R)-3,3-dimetil-2-bromociclohexanol (**2**) tratados con ter-butoxido de potasio dan respectivamente **G** ($\text{C}_8\text{H}_{14}\text{O}$) y

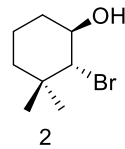


su isómero **H**, que no son alcoholes. **G** da positivo el test de 2,4-dinitrofenilhidracina. Completa el esquema dibujando los dos conformeros silla de cada alcohol e indicando con flechas los mecanismos.



G (C₈H₁₄O)

G da positivo el ensayo de 2,4-dinitrofenilhidracina



H (C₈H₁₄O)

Obtención de G

G

Obtención de H

H

Ejercicio 6: Rompiendo Enlaces

La “fuerza” de un enlace se suele cuantificar a través de la llamada “**Energía de Enlace**” (EE). Esta magnitud corresponde al cambio de energía interna asociado al proceso de **romper** un enlace químico de manera **homolítica**, en **fase gaseosa**: $A-B(g) \rightarrow A(g) + B(g)$; $\Delta U = EE(A-B)$



La tabla que se presenta a continuación muestra los valores típicos de algunas energías de enlace. Muchos de estos valores serán útiles para resolver los diferentes ítems de este ejercicio, así que ten esta tabla a mano.

Enlace	Energía (kJ.mol ⁻¹)	Enlace	Energía (kJ.mol ⁻¹)	Enlace	Energía (kJ.mol ⁻¹)
N–N	167	N≡N	946	H–H	432
P–P	201	P≡P	481	C–H	411
C–C	346	Cl–Cl	240	P–O	335
C=C	602	Br–Br	190	O–H	458
C≡C	835	I–I	149	F–H	565

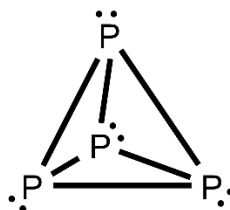
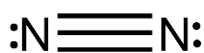
Tabla 1. Valores experimentales de algunas energías de enlaces químicos.

- (a) Analizando los enlaces que se rompen y los que se forman, estima el ΔU del proceso de hidrogenación de eteno para dar etano.

Reacción de Hidrogenación del Eteno: _____

Cálculos del ΔU_{rxn}

La variedad alotrópica del nitrógeno es N_2 , mientras que para el caso del fósforo es P_4 .



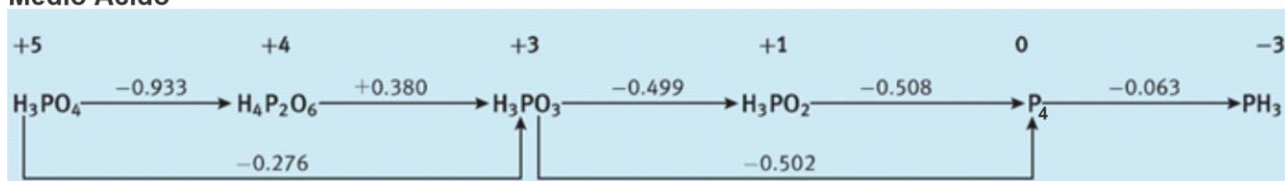


- (b) ¿A qué se debe que estas especies, que pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica, posean variedades alotrópicas tan distintas

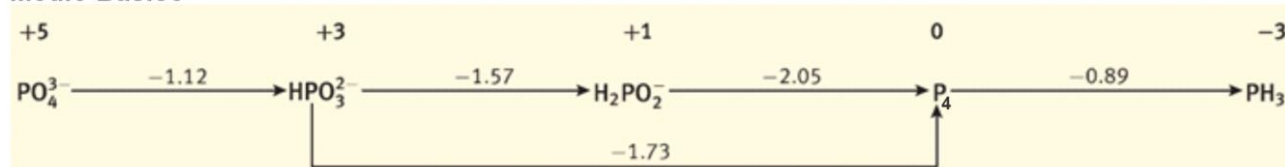
A diferencia del N_2 que es extremadamente inerte (motivo por el cual nuestra atmósfera está compuesta en un 76% por él), el P_4 es muy reactivo. Esta reactividad se pone de manifiesto, por ejemplo, cuando reacciona con agua, dismutando en fosfina (PH_3) y ácido fosfórico (H_3PO_4).

A continuación, se presentan los diagramas de Latimer del Fósforo en medio ácido y básico.

Medio Ácido



Medio Básico



- (c) Describe, empleando ecuaciones químicas balanceadas, el proceso de dismutación de P_4 en agua, y calcula el ΔE° de dicho proceso en medio ácido. (Recuadro en la página siguiente)



Reacción de dismutación de P_4 en agua: _____

Cálculos del ΔE°

(d) Calcula el pKa del ácido hipofosforoso, H_3PO_2 . **Datos:** $K_w = 1 \times 10^{-14}$.

(El recuadro continúa en la página siguiente)



- (e) ¿Por qué crees que el P_4 es tan reactivo frente al agua? Marca con una cruz (X) la(s) respuesta(s) que consideres correcta(s). **¡Puede ser más de una!**

Cuando el fósforo es reducido en ambientes anhidros, forma especies de elevada molecularidad, como puede ser el anión heptafosfuro, $[P_7]^{3-}$. En esta especie, hay tres “tipos” distintos de átomos de fósforo que presentan distintos entornos químicos, en una relación 3:3:1.

NO DESABROCHES EL CUADERNILLO. NO RESUELVAS CON LÁPIZ.



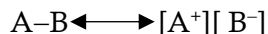
(f) Propone una estructura de Lewis razonable para el anión heptafosfuro, $[P_7]^{3-}$.

La tendencia a formar estructuras de elevada molecularidad en el caso del fósforo no se encuentra sólo en la comparación N_2 vs P_4 , si no que sucede también en óxidos, oxoácidos, y múltiples especies. A modo de ejemplo, mientras que el oxoácido principal del Nitrógeno en estado de oxidación (V) es el HNO_3 , para el caso del fósforo se han encontrado múltiples especies, como puede ser el $H_4P_4O_{12}$.

(g) Propone una estructura de Lewis razonable para el $H_4P_4O_{12}$, teniendo en cuenta que la molécula es cíclica, todos los fósforos son equivalentes, y que hay tres grupos de oxígenos equivalentes.



Linus Pauling realizó grandes contribuciones al desarrollo de las teorías de enlace. A lo largo de sus estudios, encontró que las energías de enlace en sistemas heteronucleares ($EE(A-B)$) son casi siempre más fuertes que el promedio de las energías de enlaces de los sistemas homonucleares análogos $EE(A-A)$ y $EE(B-B)$. Este fenómeno, lo atribuyó a la presencia de “cierto carácter iónico” presente en los enlaces polarizados, que resuenan con la estructura covalente pura, y que refuerza el enlace químico:



Basado en sus estudios, desarrolló una ecuación para estimar la energía de los enlaces $A-B$ como el promedio geométrico de los enlaces homonucleares $A-A$ y $B-B$, más un término vinculado a la diferencia de electronegatividad de los átomos:

$$EE(A-B) = \sqrt{EE(A-A) \cdot EE(B-B)} + C(\chi_A - \chi_B)^2$$

Aquí, $C = 96,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, y χ_A y χ_B representan las electronegatividades de los átomos A y B en la escala de Pauling (que fue diseñada oportunamente para ajustar a esta ecuación).

- (h) Estima la energía del enlace Br-H , empleando los datos que consideres necesarios de la Tabla 1, y sabiendo que $c_H = 2,1$ y $c_{\text{Br}} = 2,8$.

- (i) Sabiendo que $EE(\text{H-I}) = 269 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, calcula la electronegatividad del Iodo en la escala Pauling, c_I . Usa los datos que consideres necesarios de la Tabla 1, y recuerda que $c_H = 2,1$.

(El recuadro continúa en la página siguiente)



- (j) Calcula el $\Delta G^\circ_f(\text{PH}_3, \text{g})$ (o sea, la formación de $\text{PH}_3(\text{g})$ a partir de $\text{P}_4(\text{s})$ e $\text{H}_2(\text{g})$) y determina si este proceso es espontáneo en condiciones estándar a 298K. **Datos:** $S^\circ(\text{PH}_3, \text{g}) = 210,12 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$; $S^\circ(\text{H}_2, \text{g}) = 130,57 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$; $S^\circ(\text{P}_4, \text{s}) = 41,09 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_{\text{sublimación}}(\text{P}_4, \text{s}) = 59 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $c_P = 2,1$; $c_H = 2,1$.

(El recuadro continúa en la página siguiente)



Ejercicio 7: Compuestos orgánicos persistentes

Los *compuestos orgánicos persistentes* son compuestos que se encuentran principalmente en aguas residuales. Estos tienden a acumularse en los ecosistemas y son peligrosos para la vida acuática. En los últimos años, se han desarrollado nuevos métodos para eliminar estos contaminantes de las aguas residuales, que tienen la ventaja de ser “verdes”, en el sentido de que logran la *mineralización* de los contaminantes. En otras palabras, al oxidarse, se transforman en compuestos no contaminantes como el agua, CO_2 , y iones inorgánicos (nitratos, sulfatos, amonio, etc).

Un método para eliminar contaminantes orgánicos persistentes de aguas residuales se basa en la *fotocatálisis*, que consiste en irradiar la muestra con luz solar, utilizando dióxido de titanio (TiO_2) como catalizador del proceso de descomposición. Se llevó a cabo un estudio cinético de *fotodegradación* del ácido salicílico, que se descompone en productos no contaminantes.

El procedimiento experimental consistió en hacer reaccionar **25 ml** de una solución de ácido salicílico **$7,24 \times 10^{-4} \text{ M}$** con TiO_2 finamente pulverizado. La solución, cuyo volumen puede considerarse constante a lo largo de todo el experimento, se saturó con O_2 , cuya presión permanece constante durante toda la reacción (en estas condiciones, la solubilidad del O_2 en agua es **$2,66 \cdot 10^{-4} \text{ M}$**). El sistema se iluminó durante un tiempo variable “**t**”, se filtró la suspensión para eliminar el TiO_2 , se preparó una dilución **1:10** del filtrado, y se registró la absorbancia de la muestra en una cubeta de **1 cm**, que se debe a la presencia de ácido salicílico. En este intervalo de concentraciones de ácido salicílico se cumple la ley de Lambert-Beer.

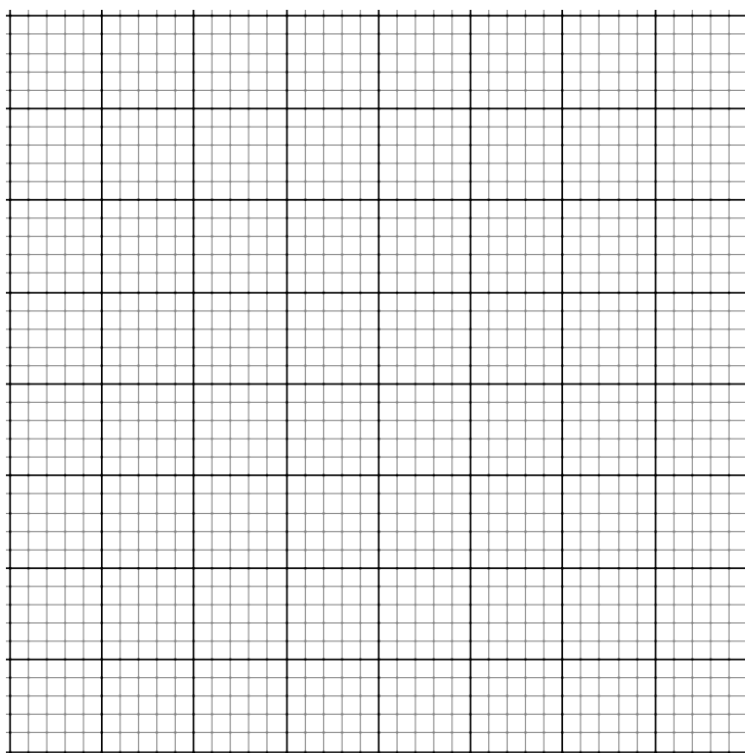


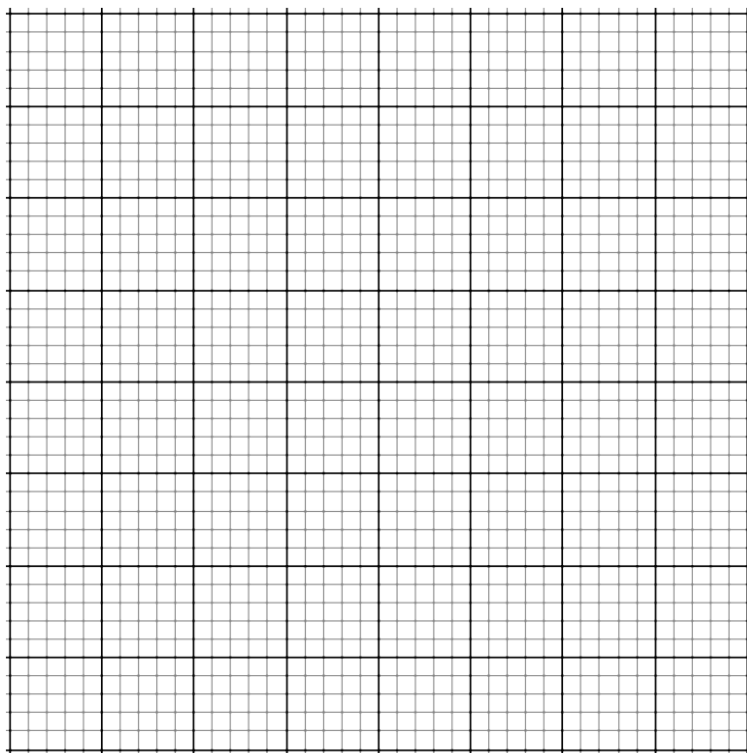
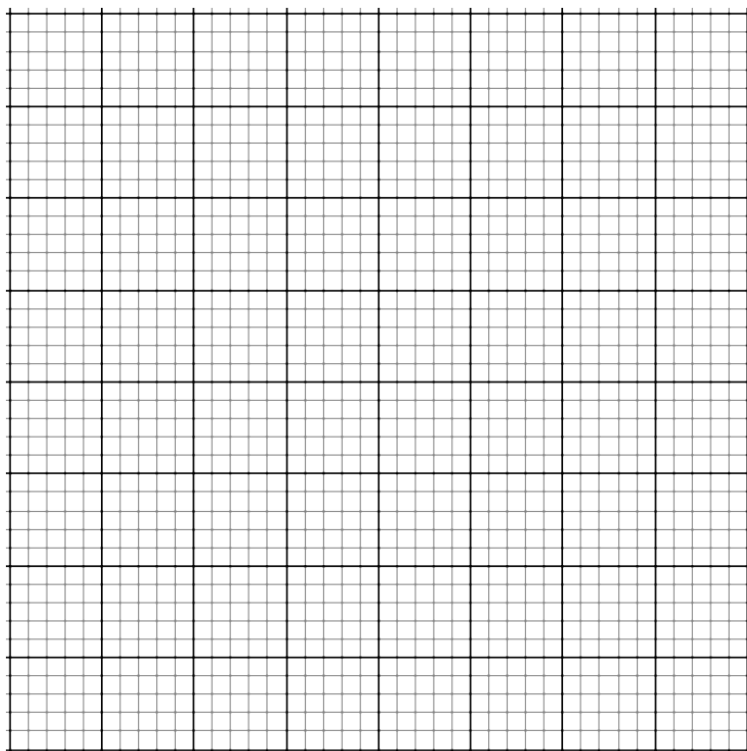
El procedimiento se repitió varias veces con diferentes tiempos de exposición a la luz y se obtuvieron los siguientes resultados a 25 °C:

t (min)	0	10	40	60	90
Absorbancia	0,259	0,236	0,168	0,123	0,055

(a) **Determinar gráficamente** mediante el método integral el orden de reacción respecto del ácido salicílico. Nota: como la absorbancia es directamente proporcional a la concentración, se pueden realizar los gráficos utilizando directamente A en vez de la concentración molar.

Respuesta: _____







(b) **Calcular** a qué tiempo se logrará una degradación del **99 %** del ácido salicílico. Si no pudiste resolver el ítem (a), hacé alguna suposición acerca del orden y del valor de la constante de velocidad (indicando cuál es), y seguí adelante.

Respuesta: _____ M

En los últimos años, se han desarrollado nuevos métodos para eliminar estos contaminantes de las aguas residuales, entre los que se encuentran los *Procesos avanzados de oxidación*. En un trabajo científico reciente se estudió la oxidación de 30 productos farmacéuticos encontrados en aguas residuales, incluyendo antibióticos, hormonas, antihistamínicos, antiinflamatorios, etc. Debido a que la composición de la muestra de agua es desconocida, no se pueden establecer las concentraciones exactas de los contaminantes, por lo que se trabaja con el *carbono orgánico total* (TOC, por sus siglas en inglés), que se expresa en **mg de C por cada L de agua**. Un valor alto de TOC indica elevada concentración de productos farmacéuticos. Al oxidarse, estos compuestos sufren el proceso de mineralización, por lo que el valor de TOC disminuye.

Una muestra de agua residual de **100 mL**, con un **TOC (inicial) = 93,3 mg L⁻¹**, se sometió a electrólisis aplicando una corriente de **0,030 A**, con un potencial de **11,5 V** alcanzando un **TOC (final) = 10,6 mg L⁻¹** al cabo de **360 minutos**.

Debido a que las concentraciones de los distintos productos en la mezcla son desconocidas, no se puede establecer la estequiometría de las reacciones redox que tienen lugar durante la oxidación, por lo que el requerimiento de electrones de la muestra se expresa como **mmoles de electrones por cada mg de TOC**.

(c) **Calcular el consumo de electrones de la muestra**, expresado como la cantidad de milimoles de electrones que se emplearon por miligramo de TOC oxidado.

(Recuadro en la página siguiente)



Respuesta: _____ mmol de e⁻ (mg de TOC)⁻¹

Uno de los factores más determinantes en la implementación de estos métodos es el costo de la electricidad, que es un insumo caro en cualquier lugar del mundo. El consumo de energía eléctrica para un proceso de estas características, expresado **por litro de muestra de agua**, se calcula como:

$$\text{Consumo de energía} = (i \times E \times t) / (1000 \times V)$$

En esta ecuación, “**i**” es la intensidad de corriente (en **A**), “**E**” es el *potencial* de la celda electrolítica (en **V**), “**t**” es el tiempo (en esta ecuación se expresa en **horas**) y “**V**” es el volumen de muestra tratada (en **L**). Cuando se utilizan estas unidades, el consumo de energía se expresa en *kilowatt hora por litro* (**kWh L⁻¹**), es decir, cuánta energía eléctrica (en kWh) se requiere para tratar 1 litro de agua contaminada.

(d) Calcular el costo mensual de la energía que se necesitaría para tratar **720 L diarios** de agua (el consumo promedio de un hogar de 4 habitantes en Argentina), sabiendo que un valor aproximado para el costo de 1 kWh de energía eléctrica en nuestro país es de **100 pesos**.

(El recuadro continúa en la página siguiente)



Respuesta: _____ pesos

Ejercicio 8

El compuesto orgánico acetoacetato de etilo (compuesto A) es el éster etílico del ácido acetoacético. Se utiliza principalmente como un producto químico intermedio en la producción de una amplia variedad de compuestos, tales como aminoácidos, analgésicos, antibióticos, agentes antimaláricos, fenazona y aminofenazona, y vitamina B1; así como la fabricación de colorantes, tintes, tintas, lacas, perfumes, plásticos, y pigmentos. Solo, sin ser usado como intermedio, se utiliza como saborizante para alimentos.



3.1- Completa este esquema, incluyendo los reactivos necesarios y la estructura de los productos de reacción señalados:

