

QUÍMICA

2º Parcial · 1º Cuatrimestre 2023 · Tema 11 A

Enunciado original

QUÍMICA CATEDRA DI RISIO C.B.C. - U.B.A. 1º CUATRIM. 2023 2º PARCIAL	APELLIDO: NOMBRES: DNI: FECHA: 04/07/2023	COMISIÓN: FIRMA:	TEMA 11 A CALIFICACIÓN
---	--	---------------------	--

Respuestas correctas y completas	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Calificación	1	1	2	2	3	4	5	6	7	8	9

La aprobación de este examen requiere un mínimo de 5 problemas respondidos completa y correctamente. Con 9 respuestas corresponde 9 u 8, dependiendo de que la pregunta 8 haya sido contestada correctamente o no. Resolver en borrador y escribir las respuestas en los casilleros en blanco. Entregar SÓLO esta hoja.

Datos: $K_a(25^\circ\text{C}) = 1,00 \times 10^{-14}$; $R = 0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $t = 1000 \text{ kg}$; $M \text{ (g/mol): SiO}_2 = 60,1; \text{ HF} = 20,0$

1	Siguiendo la siguiente reacción: $\text{SiO}_2(\text{s}) + 6 \text{ HF}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{SiF}_6(\text{aq}) + 2 \text{ H}_2\text{O}(\text{l})$ Se obtiene una cierta masa de H_2SiF_6 a partir de 45,5 g de SiO_2 y 500 mL de una solución 6,65 M de HF. Calcular la masa del reactivo en exceso que queda sin reaccionar.	
2	En una planta de tratamiento de aguas, se eliminan impurezas sólidas en suspensión, siguiendo la reacción: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{aq}) + 3 \text{ Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{ Al}(\text{OH})_3(\text{s}) + 3 \text{ CaSO}_4(\text{s})$ Considerando que se han obtenido 3,12 toneladas de hidróxido de aluminio (78,0 g/mol) al tratarse una gran cantidad de agua con 20,1 toneladas de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ($M = 342 \text{ g/mol}$) impuro (15% de impurezas inertes) y exceso de $\text{Ca}(\text{OH})_2$, calcular el rendimiento del proceso.	
3	Para la siguiente ecuación redox: $\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cr}^{6+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$ Escribir las semiecuaciones de oxidación y de reducción y la reacción global balanceada.	<i>Desarrollar al dorso</i>
4	Dados los siguientes compuestos orgánicos, indicar cuál presenta un grupo funcional éster. a) $\text{CH}_3\text{---}\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}\text{---}\text{O---CH}_3$ b) $\text{CH}_3\text{---}\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}\text{---}\text{CH}_3$ c) $\text{CH}_3\text{---O---CH}_2\text{---CH}_3$ d) $\text{CH}_3\text{---CH}_2\text{---}\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}\text{---}\text{H}$	
5	A 20 °C, se dispone de las siguientes soluciones de KCl ($M = 74,6 \text{ g/mol}$): a) 25,0 % m/V, b) 10,0 % m/m ($\rho = 1,16 \text{ g / mL}$), c) 1,74 M. Indicar la concentración molar de la solución más concentrada.	
6	Calcular la masa de MgCl_2 ($M = 95,2 \text{ g/mol}$) que debe disolverse en agua para preparar 1000 mL de solución en la cual la concentración de ion cloruro sea 0,200 M.	
7	La reacción de formación del fosgeno (COCl_2) es: $\text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{COCl}_2(\text{g})$. Se sabe que si se duplica $[\text{Cl}_2]$, la velocidad de la reacción aumenta 4 veces, mientras que si se duplica $[\text{CO}]$ la velocidad también se duplica. Indicar cuál es el orden de reacción con respecto a Cl_2 .	
8	La siguiente reacción, de descomposición del PCl_5 (g), es endotérmica: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ Indicar si la reacción de descomposición del PCl_5 (g) se favorece, desfavorece o no se produce ningún efecto, si se elimina Cl_2 (g) de un sistema de estos gases en equilibrio, sin cambio de temperatura y en un recipiente rígido. Justificar la respuesta.	<i>Justificar al dorso</i>
9	Se disuelven 0,0950 g de la base fuerte $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ($M = 74,1 \text{ g/mol}$) en agua obteniéndose 1500 mL de solución. Calcular el pOH de dicha solución.	
10	El pH de una solución de un ácido HA de concentración $5,00 \times 10^{-3} \text{ M}$ es 2,70. Determinar la $\text{p}K_b$ de la base conjugada de HA.	

quimicacbc.com

Ejercicio 1 — Reactivo limitante y exceso

Siguiendo la reacción: $\text{SiO}_2(\text{s}) + 6 \text{HF}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{SiF}_6(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Se obtiene una cierta masa de H_2SiF_6 a partir de 45,2 g de SiO_2 y 500 mL de una solución 6,65 M de HF. Calcular la masa del reactivo en exceso que queda sin reaccionar.

Idea clave: Determinar el reactivo limitante comparando moles disponibles con los requeridos según estequiometría, luego calcular cuánto sobra del reactivo en exceso.

PASO 1 — Calcular masas molares

SiO_2	$M(\text{SiO}_2) = 28,1 + 2 \times 16,0 = 60,1 \text{ g/mol}$
HF	$M(\text{HF}) = 1,0 + 19,0 = 20,0 \text{ g/mol}$

PASO 2 — Calcular moles de reactivos disponibles

Moles de SiO_2	$n(\text{SiO}_2) = 45,2 \text{ g} \div 60,1 \text{ g/mol} = 0,752 \text{ mol}$
Moles de HF	$n(\text{HF}) = M \times V = 6,65 \text{ mol/L} \times 0,500 \text{ L} = 3,325 \text{ mol}$

PASO 3 — Determinar reactivo limitante

Relación estequiométrica	$\text{SiO}_2 : \text{HF} = 1 : 6$
HF requerido para SiO_2	$0,752 \text{ mol SiO}_2 \times (6 \text{ mol HF} / 1 \text{ mol SiO}_2) = 4,512 \text{ mol HF}$
HF disponible	$3,325 \text{ mol HF} < 4,512 \text{ mol HF (requerido)}$
Reactivo limitante	HF es el reactivo limitante
Reactivo en exceso	SiO_2 es el reactivo en exceso

PASO 4 — Calcular moles de SiO_2 que reaccionan

Relación estequiométrica	Por cada 6 mol HF reaccionan 1 mol SiO_2
Moles de SiO_2 que reaccionan	$n(\text{SiO}_2)_{\text{reaCC}} = 3,325 \text{ mol HF} \times (1 \text{ mol SiO}_2 / 6 \text{ mol HF}) = 0,554 \text{ mol}$

PASO 5 — Calcular moles de SiO_2 que quedan sin reaccionar

Moles iniciales SiO_2	$n(\text{SiO}_2)_{\text{inicial}} = 0,752 \text{ mol}$
Moles que reaccionan	$n(\text{SiO}_2)_{\text{reaCC}} = 0,554 \text{ mol}$
Moles en exceso	$n(\text{SiO}_2)_{\text{exceso}} = 0,752 - 0,554 = 0,198 \text{ mol}$

PASO 6 — Calcular masa de SiO_2 en exceso

Masa en exceso	$m(\text{SiO}_2)_{\text{exceso}} = 0,198 \text{ mol} \times 60,1 \text{ g/mol} = 11,9 \text{ g}$
----------------	--

La masa del reactivo en exceso (SiO_2) que queda sin reaccionar es 11,9 g

Ejercicio 2 — Rendimiento de reacción con reactivo impuro

En una planta de tratamiento de aguas, se eliminan impurezas sólidas en suspensión, siguiendo la reacción: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{aq}) + 3 \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) + 3 \text{CaSO}_4(\text{s})$. Considerando que se han obtenido 3,12 toneladas de hidróxido de aluminio (78,0 g/mol) al tratarse una gran cantidad de agua con 20,1 toneladas de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ($M = 342 \text{ g/mol}$) impuro (13% de impurezas inertes) y exceso de $\text{Ca}(\text{OH})_2$, calcular el rendimiento del proceso.

Idea clave: Calcular la masa teórica de $\text{Al}(\text{OH})_3$ a partir del $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ puro, luego comparar con la masa real obtenida para determinar el rendimiento porcentual.

PASO 1 — Calcular masa pura de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Masa total	Masa total de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 20,1$ toneladas
Porcentaje puro	Si tiene 13% de impurezas, entonces tiene 87% de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ puro
Cálculo	Masa pura = $20,1 \text{ ton} \times 0,87 = 17,487 \text{ ton} = 17.487.000 \text{ g}$
Resultado	Masa pura de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 17.487.000 \text{ g}$

PASO 2 — Calcular moles de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Fórmula	$n = m / M$
Datos	$m = 17.487.000 \text{ g}$; $M = 342 \text{ g/mol}$
Cálculo	$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 17.487.000 \text{ g} / 342 \text{ g/mol} = 51.140,35 \text{ mol}$
Resultado	$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 51.140,35 \text{ mol}$

PASO 3 — Calcular moles teóricos de $\text{Al}(\text{OH})_3$

Relación estequiométrica	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2 \text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{CaSO}_4$
Proporción	1 mol $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ produce 2 mol $\text{Al}(\text{OH})_3$
Cálculo	$n(\text{Al}(\text{OH})_3) \text{ teórico} = 51.140,35 \text{ mol} \times 2 = 102.280,70 \text{ mol}$
Resultado	$n(\text{Al}(\text{OH})_3) \text{ teórico} = 102.280,70 \text{ mol}$

PASO 4 — Calcular masa teórica de $\text{Al}(\text{OH})_3$

Fórmula	$m = n \times M$
Datos	$n = 102.280,70 \text{ mol}$; $M = 78,0 \text{ g/mol}$
Cálculo	$m(\text{Al}(\text{OH})_3) \text{ teórica} = 102.280,70 \text{ mol} \times 78,0 \text{ g/mol} = 7.977.894,6 \text{ g}$
Conversión	$m(\text{Al}(\text{OH})_3) \text{ teórica} = 7.977.894,6 \text{ g} = 7,98 \text{ toneladas}$
Resultado	Masa teórica de $\text{Al}(\text{OH})_3 = 7,98 \text{ toneladas}$

PASO 5 – Calcular el rendimiento del proceso

Fórmula	$\text{Rendimiento (\%)} = (\text{masa real} / \text{masa teórica}) \times 100$
Datos	Masa real = 3,12 ton ; Masa teórica = 7,98 ton
Cálculo	$\text{Rendimiento} = (3,12 / 7,98) \times 100 = 0,3910 \times 100$
Resultado	Rendimiento = 39,1%

El rendimiento del proceso es 39,1%

Ejercicio 3 — Balanceo de ecuación redox

Para la ecuación redox: $\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{Cl}_2^0(\text{aq}) \rightarrow \text{Cr}^{6+}(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$. Escribir las semireacciones de oxidación y de reducción y la reacción global balanceada.

Idea clave: Identificar los cambios en números de oxidación, escribir las semireacciones y balancear por el método del ion-electrón igualando los electrones transferidos.

PASO 1 — Identificación de cambios en números de oxidación

Cromo	$\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}^{6+}$ (de +3 a +6: pierde 3 e ⁻)
Cloro	$\text{Cl}_2^0 \rightarrow \text{Cl}^-$ (de 0 a -1: gana 1 e ⁻ por átomo, 2 e ⁻ por molécula)
Oxidación	Cr^{3+} se oxida (pierde electrones)
Reducción	Cl_2 se reduce (gana electrones)

PASO 2 — Semireacción de oxidación

Proceso	$\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}^{6+} + 3\text{e}^-$
Verificación	Cr pierde 3 electrones (se oxida)

PASO 3 — Semireacción de reducción

Proceso	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$
Verificación	Cada átomo de Cl gana 1 e ⁻ (se reduce)

PASO 4 — Igualación de electrones

Electrones	Oxidación: 3e ⁻ perdidos; Reducción: 2e ⁻ ganados
MCM	MCM(3, 2) = 6 electrones
Multiplicar oxidación	2 × ($\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}^{6+} + 3\text{e}^-$)
Resultado	$2\text{Cr}^{3+} \rightarrow 2\text{Cr}^{6+} + 6\text{e}^-$
Multiplicar reducción	3 × ($\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$)
Resultado	$3\text{Cl}_2 + 6\text{e}^- \rightarrow 6\text{Cl}^-$

PASO 5 — Reacción global balanceada

Suma	$2\text{Cr}^{3+} + 3\text{Cl}_2 + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{6+} + 6\text{Cl}^- + 6\text{e}^-$
Cancelar e ⁻	$2\text{Cr}^{3+} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cr}^{6+} + 6\text{Cl}^-$
Verificación carga	Izq: 2(+3) = +6; Der: 2(+6) + 6(-1) = +6 ✓
Verificación masa	2 Cr y 6 Cl en ambos lados ✓

Oxidación: $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}^{6+} + 3\text{e}^-$ | Reducción: $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$ | Global: $2\text{Cr}^{3+} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cr}^{6+} + 6\text{Cl}^-$

Ejercicio 4 — Identificación de grupo funcional éster

Dados los siguientes compuestos orgánicos, indicar cuál presenta un grupo funcional éster: a) $\text{CH}_3\text{-C(=O)-O-CH}_3$ b) $\text{CH}_3\text{-C(=O)-CH}_3$ c) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(=O)-H}$

Idea clave: Un éster tiene la estructura R-C(=O)-O-R' , donde el carbono del carbonilo está unido a un oxígeno que también está unido a otro grupo orgánico.

PASO 1 — Recordar la estructura del grupo funcional éster

Grupo éster	Fórmula general: R-C(=O)-O-R'
Características	Un átomo de carbono con doble enlace a oxígeno (carbonilo) y enlace simple a otro oxígeno, que a su vez está unido a un grupo orgánico (no hidrógeno)

PASO 2 — Analizar la opción a) $\text{CH}_3\text{-C(=O)-O-CH}_3$

Estructura	$\text{CH}_3\text{-C(=O)-O-CH}_3$
Grupo funcional	Tiene C=O (carbonilo) unido a un oxígeno, que está unido a CH_3
Identificación	Esta estructura corresponde a un ÉSTER (acetato de metilo)

PASO 3 — Analizar la opción b) $\text{CH}_3\text{-C(=O)-CH}_3$

Estructura	$\text{CH}_3\text{-C(=O)-CH}_3$
Grupo funcional	Tiene C=O (carbonilo) entre dos grupos alquilo
Identificación	Esta estructura corresponde a una CETONA (propanona/acetona)

PASO 4 — Analizar la opción c) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$

Estructura	$\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$
Grupo funcional	Tiene un oxígeno entre dos grupos alquilo, sin carbonilo
Identificación	Esta estructura corresponde a un ÉTER (etil metil éter)

PASO 5 — Analizar la opción d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(=O)-H}$

Estructura	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(=O)-H}$
Grupo funcional	Tiene C=O (carbonilo) unido a un hidrógeno
Identificación	Esta estructura corresponde a un ALDEHÍDO (propanal)

PASO 6 — Conclusión

Respuesta	La opción a) $\text{CH}_3\text{-C(=O)-O-CH}_3$ es la única que presenta un grupo funcional éster
Verificación	✓ Tiene la estructura característica R-C(=O)-O-R' del grupo éster

La respuesta correcta es a) $\text{CH}_3\text{-C(=O)-O-CH}_3$ (éster)

Ejercicio 5 — Concentración molar de soluciones de KCl

A 20 °C, se dispone de las siguientes soluciones de KCl ($M = 74,6 \text{ g/mol}$): a) 25,0 % m/m ($\rho = 1,16 \text{ g/mL}$), c) 1,74 M. Indicar la concentración molar de la solución más concentrada.

Idea clave: Calcular la molaridad de la solución a) a partir del porcentaje en masa y la densidad, luego comparar con la solución c) para identificar la más concentrada.

PASO 1 — Interpretar los datos disponibles

Solución a)	25,0 % m/m significa 25,0 g de KCl en 100 g de solución
Densidad a)	$\rho = 1,16 \text{ g/mL}$
Solución c)	Molaridad = 1,74 M (dato directo)
Masa molar	$M(\text{KCl}) = 74,6 \text{ g/mol}$

PASO 2 — Calcular la molaridad de la solución a)

Base de cálculo	Tomamos 100 g de solución
Masa de KCl	$m(\text{KCl}) = 25,0 \text{ g}$
Volumen de solución	$V = m/\rho = 100 \text{ g} / 1,16 \text{ g/mL} = 86,21 \text{ mL} = 0,08621 \text{ L}$
Moles de KCl	$n(\text{KCl}) = 25,0 \text{ g} / 74,6 \text{ g/mol} = 0,335 \text{ mol}$

PASO 3 — Calcular la molaridad de a)

Molaridad	$M = n/V = 0,335 \text{ mol} / 0,08621 \text{ L}$
Resultado	$M(a) = 3,89 \text{ M}$

PASO 4 — Comparar ambas concentraciones

Solución a)	$M(a) = 3,89 \text{ M}$
Solución c)	$M(c) = 1,74 \text{ M}$
Comparación	$3,89 \text{ M} > 1,74 \text{ M}$
Conclusión	La solución a) es más concentrada

La solución más concentrada es la a) con 3,89 M

Ejercicio 6 — Cálculo de masa de MgCl_2 para solución

Calcular la masa de MgCl_2 ($M = 95,2 \text{ g/mol}$) que debe disolverse en agua para preparar 1000 mL de solución en la cual la concentración de ion cloruro sea 0,500 M.

Idea clave: Usar la estequiometría de disociación del MgCl_2 para relacionar la concentración de Cl^- con la concentración de MgCl_2 y luego calcular la masa necesaria.

PASO 1 — Disociación del MgCl_2

Ecuación	$\text{MgCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq})$
Observación	Por cada mol de MgCl_2 se producen 2 moles de iones Cl^-

PASO 2 — Relación de concentraciones

Dato	$[\text{Cl}^-] = 0,500 \text{ M}$
Relación estequiométrica	$[\text{Cl}^-] = 2 \times [\text{MgCl}_2]$
Despejando	$[\text{MgCl}_2] = [\text{Cl}^-] / 2$
Cálculo	$[\text{MgCl}_2] = 0,500 \text{ M} / 2 = 0,250 \text{ M}$

PASO 3 — Cálculo de moles de MgCl_2

Fórmula	$n = M \times V$
Volumen	$V = 1000 \text{ mL} = 1,000 \text{ L}$
Molaridad	$M = 0,250 \text{ mol/L}$
Moles	$n = 0,250 \text{ mol/L} \times 1,000 \text{ L} = 0,250 \text{ mol}$

PASO 4 — Cálculo de masa de MgCl_2

Fórmula	$m = n \times M$
Moles	$n = 0,250 \text{ mol}$
Masa molar	$M = 95,2 \text{ g/mol}$
Cálculo	$m = 0,250 \text{ mol} \times 95,2 \text{ g/mol}$
Resultado	$m = 23,8 \text{ g}$

Se deben disolver 23,8 g de MgCl_2 en agua para preparar 1000 mL de solución con $[\text{Cl}^-] = 0,500 \text{ M}$

Ejercicio 7 — Orden de reacción con respecto a Cl₂

La reacción de formación del fosgeno (COCl₂) es: CO(g) + Cl₂(g) → COCl₂(g). Se sabe que si se duplica [CO] la velocidad de la reacción aumenta 4 veces, mientras que si se duplica [Cl₂] la velocidad también se duplica. Indicar cuál es el orden de reacción con respecto a Cl₂.

Idea clave: Utilizar la relación entre el cambio de concentración y el cambio de velocidad para determinar el orden de reacción respecto a cada reactivo.

PASO 1 — Plantear la ecuación de velocidad general

Forma general	$v = k \cdot [\text{CO}]^\alpha \cdot [\text{Cl}_2]^\beta$
Incógnitas	Debemos determinar α (orden respecto a CO) y β (orden respecto a Cl ₂)

PASO 2 — Analizar el efecto de duplicar [CO]

Condición dada	Si [CO] → 2[CO], entonces $v \rightarrow 4v$
Velocidad inicial	$v_1 = k \cdot [\text{CO}]^\alpha \cdot [\text{Cl}_2]^\beta$
Velocidad nueva	$v_2 = k \cdot (2[\text{CO}])^\alpha \cdot [\text{Cl}_2]^\beta = k \cdot 2^\alpha \cdot [\text{CO}]^\alpha \cdot [\text{Cl}_2]^\beta$
Relación	$v_2/v_1 = 2^\alpha = 4$
Resolución	$2^\alpha = 4 = 2^2 \rightarrow \alpha = 2$

PASO 3 — Analizar el efecto de duplicar [Cl₂]

Condición dada	Si [Cl ₂] → 2[Cl ₂], entonces $v \rightarrow 2v$
Velocidad inicial	$v_1 = k \cdot [\text{CO}]^\alpha \cdot [\text{Cl}_2]^\beta$
Velocidad nueva	$v_3 = k \cdot [\text{CO}]^\alpha \cdot (2[\text{Cl}_2])^\beta = k \cdot [\text{CO}]^\alpha \cdot 2^\beta \cdot [\text{Cl}_2]^\beta$
Relación	$v_3/v_1 = 2^\beta = 2$
Resolución	$2^\beta = 2 = 2^1 \rightarrow \beta = 1$

PASO 4 — Conclusión

Orden respecto a CO	$\alpha = 2$ (segundo orden)
Orden respecto a Cl ₂	$\beta = 1$ (primer orden)
Ecuación completa	$v = k \cdot [\text{CO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]^1$
Orden total	Orden total = $\alpha + \beta = 2 + 1 = 3$

El orden de reacción con respecto a Cl₂ es 1 (primer orden)

Ejercicio 8 — Equilibrio químico - Principio de Le Chatelier

La reacción de descomposición del $\text{PCl}_5(\text{g})$ es endotérmica: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Determinar el efecto sobre la reacción de descomposición al eliminar $\text{Cl}_2(\text{g})$ del sistema en equilibrio, sin variar temperatura y en recipiente rígido.

Idea clave: Aplicar el Principio de Le Chatelier: el sistema responde desplazándose hacia donde se repone la especie eliminada.

PASO 1 — Identificación del sistema y la perturbación

Reacción	$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ (endotérmica)
Condiciones	Temperatura constante, recipiente rígido (volumen constante)
Perturbación	Se elimina $\text{Cl}_2(\text{g})$ del sistema en equilibrio
Efecto directo	Disminuye la concentración de $\text{Cl}_2(\text{g})$

PASO 2 — Aplicación del Principio de Le Chatelier

Principio	Cuando un sistema en equilibrio se somete a una perturbación, el sistema se desplaza para contrarrestar dicha perturbación
Análisis	Al eliminar $\text{Cl}_2(\text{g})$, disminuye $[\text{Cl}_2]$ en el lado de productos
Respuesta	El equilibrio se desplaza hacia la DERECHA (\rightarrow) para reponer el Cl_2 eliminado
Consecuencia	Se produce más descomposición de $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightarrow \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

PASO 3 — Análisis mediante el cociente de reacción Q

Expresión K_c	$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$
En equilibrio	$Q = K_c$ (el sistema está en equilibrio)
Al eliminar Cl_2	$[\text{Cl}_2]$ disminuye $\rightarrow Q$ disminuye $\rightarrow Q < K_c$
Para restaurar	Q debe aumentar hasta igualar K_c
Cómo aumenta Q	Aumentando $[\text{PCl}_3]$ y $[\text{Cl}_2]$, disminuyendo $[\text{PCl}_5]$
Conclusión	La reacción avanza hacia la DERECHA (más productos)

PASO 4 — Conclusión final

Efecto	La reacción de descomposición del $\text{PCl}_5(\text{g})$ SE FAVORECE
Justificación	Según el Principio de Le Chatelier, al eliminar un producto (Cl_2), el equilibrio se desplaza hacia la derecha para reponerlo, favoreciendo la descomposición del PCl_5
Observación	El carácter endotérmico de la reacción no influye en este caso, ya que la temperatura permanece constante

La descomposición del PCl_5 SE FAVORECE porque al eliminar Cl_2 , el equilibrio se desplaza hacia productos (\rightarrow) para compensar la disminución.

Ejercicio 9 — Cálculo de pOH de solución de Ca(OH)₂

Se disuelven 0,0950 g de la base fuerte Ca(OH)₂ (M = 74,1 g/mol) en agua obteniéndose 1500 ml de solución. Calcular el pOH de dicha solución.

Idea clave: Calcular los moles de Ca(OH)₂, determinar la concentración de OH⁻ considerando que cada mol libera 2 moles de OH⁻, y aplicar $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$.

PASO 1 — Cálculo de moles de Ca(OH)₂

Datos	masa = 0,0950 g; M = 74,1 g/mol
Fórmula	$n = \text{masa} / M$
Cálculo	$n = 0,0950 \text{ g} / 74,1 \text{ g/mol}$
Resultado	$n(\text{Ca(OH)}_2) = 1,282 \times 10^{-3} \text{ mol}$

PASO 2 — Determinación de moles de OH⁻

Disociación	$\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$
Relación	Cada mol de Ca(OH) ₂ produce 2 moles de OH ⁻
Cálculo	$n(\text{OH}^-) = 2 \times 1,282 \times 10^{-3} \text{ mol}$
Resultado	$n(\text{OH}^-) = 2,564 \times 10^{-3} \text{ mol}$

PASO 3 — Cálculo de la concentración [OH⁻]

Volumen	$V = 1500 \text{ ml} = 1,500 \text{ L}$
Fórmula	$[\text{OH}^-] = n(\text{OH}^-) / V$
Cálculo	$[\text{OH}^-] = 2,564 \times 10^{-3} \text{ mol} / 1,500 \text{ L}$
Resultado	$[\text{OH}^-] = 1,709 \times 10^{-3} \text{ M}$

PASO 4 — Cálculo del pOH

Fórmula	$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$
Sustitución	$\text{pOH} = -\log(1,709 \times 10^{-3})$
Cálculo	$\text{pOH} = -(-2,767)$
Resultado	$\text{pOH} = 2,77$

$$\text{pOH} = 2,77$$

Ejercicio 10 — Determinación de pK_a de base conjugada

El pH de una solución de un ácido HA de concentración $5,00 \times 10^{-3}$ M es 2,70. Determinar la pK_a de la base conjugada de HA.

Idea clave: Calcular $[H^+]$ desde el pH, determinar K_a del ácido HA usando el equilibrio de disociación, y luego usar la relación $pK_a + pK_b = 14$ para hallar pK_a de la base conjugada.

PASO 1 — Calcular $[H^+]$ a partir del pH

Dato	$pH = 2,70$
Fórmula	$pH = -\log[H^+]$
Despejar	$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,70}$
Resultado	$[H^+] = 1,995 \times 10^{-3} \text{ M} \approx 2,00 \times 10^{-3} \text{ M}$

PASO 2 — Plantear el equilibrio de disociación del ácido HA

Reacción	$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$
Inicial	$[HA]_0 = 5,00 \times 10^{-3} \text{ M}$, $[H^+]_0 = 0$, $[A^-]_0 = 0$
Equilibrio	$[HA] = C_0 - [H^+]$, $[H^+] = 2,00 \times 10^{-3} \text{ M}$, $[A^-] = 2,00 \times 10^{-3} \text{ M}$
Cálculo [HA]	$[HA] = 5,00 \times 10^{-3} - 2,00 \times 10^{-3} = 3,00 \times 10^{-3} \text{ M}$

PASO 3 — Calcular la constante de acidez K_a del ácido HA

Expresión	$K_a = ([H^+][A^-])/[HA]$
Sustitución	$K_a = (2,00 \times 10^{-3} \times 2,00 \times 10^{-3}) / (3,00 \times 10^{-3})$
Cálculo	$K_a = (4,00 \times 10^{-6}) / (3,00 \times 10^{-3}) = 1,33 \times 10^{-3}$
Resultado	$K_a = 1,33 \times 10^{-3}$

PASO 4 — Calcular pK_a del ácido HA

Fórmula	$pK_a = -\log(K_a)$
Sustitución	$pK_a = -\log(1,33 \times 10^{-3})$
Cálculo	$pK_a = -(-2,876) = 2,876$
Resultado	$pK_a(\text{HA}) \approx 2,88$

PASO 5 — Calcular pK_b de la base conjugada A^-

Relación	$pK_a + pK_b = 14$ (a 25°C)
Para A^-	$pK_a(\text{HA}) + pK_b(A^-) = 14$
Despejar	$pK_b(A^-) = 14 - pK_a(\text{HA})$
Sustitución	$pK_b(A^-) = 14 - 2,88 = 11,12$
Nota	El pK_a de la BASE conjugada $A^- = pK_b(A^-) = 11,12$

PASO 6 — Interpretación del resultado

Aclaración	La 'base conjugada' de HA es A^-
pK_a de A^-	Se refiere a pK de A^- como base = 11,12
Verificación	HA es un ácido débil ($pK_a = 2,88$), A^- es base débil ($pK = 11,12$)
Respuesta	pK_a de la base conjugada = 11,12

pK_a de la base conjugada $A^- = 11,12$