PAU - COMUNIDAD VALENCIANA

QUÍMICA

EJERCICIO 1

JULIO 2025

EXTRA DANA

EQUILIBRIO QUÍMICO

DATOS NECESARIOS PARA RESOLVER EL EXAMEN

Al inicio del examen se proporciona una tabla periódica que contiene las masas atómicas y un conjunto de fórmulas. La tabla periódica la he recortado por cuestiones de espacio en la diapositiva. **Te recomiendo que te descargues el enunciado y lo imprimas.**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 **H** Hidrógeno 1,008																	2 **He** Helio 4,0026
3 **Li** Litio 6,94	4 **Be** Berilio 9,0122											5 **B** Boro 10,81	6 **C** Carbono 12,011	7 **N** Nitrógeno 14,007	8 **O** Oxígeno 15,999	9 **F** Flúor 18,998	10 **Ne** Neón 20,180
11 **Na** Sodio 22,990	12 **Mg** Magnesio 24,305											13 **Al** Aluminio 26,982	14 **Si** Silicio 28,085	15 **P** Fósforo 30,974	16 **S** Azufre 32,06	17 **Cl** Cloro 35,45	18 **Ar** Argón 39,95

Constantes y factores de conversión: $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$; $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; $R = 8{,}314\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$; $c = 3{,}0 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1}$; $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$; $F = 96485\ C \cdot mol^{-1}$; $K_w\ (298\ K) = 10^{-14}$.
$1\ atm = 1{,}013\ bar = 760\ mmHg = 1{,}013 \cdot 10^{5}\ Pa$; $1\ J = 0{,}24\ cal$.

FÓRMULAS

Ecuación de estado de los gases ideales: $PV = nRT$	Ecuación de Arrhenius: $k = Ae^{-E_a/RT}$	Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$
Ecuación de Dalton: $p_i = x_i P$	2ª ley de Faraday: $m(g) = \frac{M(g \cdot mol^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot mol^{-1})}$	$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

©Ángel Cuesta Arza

EJERCICIO 1

Ejercicio 1. (2 puntos)

Para la fabricación de compuestos como el amoníaco, se necesita hidrógeno molecular como reactivo. Hay diferentes formas de obtener este hidrógeno. El proceso de reformado de hidrocarburos produce el denominado hidrogeno marrón, mientras que la electrólisis del agua produce el denominado hidrógeno verde. En una de las etapas del reformado de hidrocarburos, tiene lugar la siguiente reacción:

$$H_2O(g) + CO(g) \rightleftarrows H_2(g) + CO_2(g) \qquad K_C\,(1000\ ^oC) = 0{,}667$$

En un recipiente de 20 litros, se introducen 10 moles de H_2O y 10 moles de CO y se calienta a 1000 °C, estableciéndose el equilibrio correspondiente. Calcule:

a) La cantidad, en moles, de cada gas en el equilibrio. **(1 punto)**

b) El valor de K_p y la presión parcial de cada gas en el equilibrio. **(1 punto)**

Solución: Construyo el cuadro de equilibrio.

	$H_2O\,(g)$	+	$CO\,(g)$	$\rightleftarrows$	$H_2\,(g)$	+	$CO_2\,(g)$
Moles iniciales	10		10		$--$		$--$
Moles que reaccionan	$-x$		$-x$		x		x
Moles en equilibrio	$10-x$		$10-x$		x		x
Concentración en equilibrio	$\frac{10-x}{20}$		$\frac{10-x}{20}$		$\frac{x}{20}$		$\frac{x}{20}$

www.angel

©Angel Cuesta Arza

EJERCICIO 1

a) La cantidad, en moles, de cada gas en el equilibrio. **(1 punto)**

	H_2O (g)	+	CO (g)	$\rightleftharpoons$	H_2 (g)	+	CO_2 (g)
Moles iniciales	10		10		$--$		$--$
Moles que reaccionan	$-x$		$-x$		x		x
Moles en equilibrio	$10-x$		$10-x$		x		x
Concentración en equilibrio	$\frac{10-x}{20}$		$\frac{10-x}{20}$		$\frac{x}{20}$		$\frac{x}{20}$

Aplico la ley de acción de masas.

$$K_c = \frac{[CO_2]\cdot[H_2]}{[CO]\cdot[H_2O]} = \frac{\left(\frac{x}{\cancel{20}}\right)^2}{\left(\frac{10-x}{\cancel{20}}\right)^2} = \left(\frac{x}{10-x}\right)^2 = 0{,}667 \longrightarrow \frac{x}{10-x} = \sqrt{0{,}667} \longrightarrow x = 0{,}817\cdot(10-x) \longrightarrow x = 4{,}496$$

NOTA: Al hacer la raíz cuadrada a ambos lados de la igualdad, se descarta el signo negativo de la raíz ya que el cociente debe ser un número positivo para que tenga sentido en el contexto del ejercicio.

Calculo los moles de reactivos y productos.

$$n_{H_2O} = n_{CO} = 10 - x = 10 - 4{,}496 = \mathbf{5{,}504\ moles}$$

$$n_{CO_2} = n_{H_2} = x = \mathbf{4{,}496\ moles}$$

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

EJERCICIO 1

	H_2O (g)	+ CO (g)	$\rightleftharpoons$	H_2 (g)	+ CO_2 (g)
Moles iniciales	10	10		$--$	$--$
Moles que reaccionan	$-x$	$-x$		x	x
Moles en equilibrio	$10-x$	$10-x$		x	x
Concentración en equilibrio	$\frac{10-x}{20}$	$\frac{10-x}{20}$		$\frac{x}{20}$	$\frac{x}{20}$

b) El valor de K_p y la presión parcial de cada gas en el equilibrio. **(1 punto)**

Conocido el valor de K_c ya puedo calcular el valor de K_p.

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 0{,}667 \cdot \left(0{,}082 \cdot (1000 + 273)\right)^0 = \mathbf{0,667}$$

Se calculan las presiones parciales aplicando la ecuación de estado de los gases ideales.

$$P_{CO} \cdot V = n_{CO} \cdot R \cdot T \longrightarrow P_{CO} = \frac{n_{CO} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{5{,}504 \cdot 0{,}082 \cdot 1273}{20} \approx 28{,}7\ atm$$

$$P_{CO_2} \cdot V = n_{CO_2} \cdot R \cdot T \longrightarrow P_{CO_2} = \frac{n_{CO_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{4{,}496 \cdot 0{,}082 \cdot 1273}{20} \approx 23{,}5\ atm$$

$K_p = \mathbf{0,667}$

$P_{H_2O} = P_{CO} = \mathbf{28{,}7\ atm}$

$P_{CO_2} = P_{H_2} = \mathbf{23{,}5\ atm}$

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

PAU · COMUNIDAD VALENCIANA

QUÍMICA

EJERCICIO 2A

JULIO 2025

EXTRA DANA

Equilibrio ácido–base

DATOS NECESARIOS PARA RESOLVER EL EXAMEN

Al inicio del examen se proporciona una tabla periódica que contiene las masas atómicas y un conjunto de fórmulas. La tabla periódica la he recortado por cuestiones de espacio en la diapositiva. **Te recomiendo que te descargues el enunciado y lo imprimas.**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 **H** Hidrógeno 1,008																	2 **He** Helio 4,0026
3 **Li** Litio 6,94	4 **Be** Berilio 9,0122											5 **B** Boro 10,81	6 **C** Carbono 12,011	7 **N** Nitrógeno 14,007	8 **O** Oxígeno 15,999	9 **F** Flúor 18,998	10 **Ne** Neón 20,180
11 **Na** Sodio 22,990	12 **Mg** Magnesio 24,305											13 **Al** Aluminio 26,982	14 **Si** Silicio 28,085	15 **P** Fósforo 30,974	16 **S** Azufre 32,06	17 **Cl** Cloro 35,45	18 **Ar** Argón 39,95

Constantes y factores de conversión: $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$; $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; $R = 8{,}314\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$; $c = 3{,}0 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1}$; $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$; $F = 96485\ C \cdot mol^{-1}$; $K_w\ (298\ K) = 10^{-14}$.
$1\ atm = 1{,}013\ bar = 760\ mmHg = 1{,}013 \cdot 10^{5}\ Pa$; $1\ J = 0{,}24\ cal$.

FÓRMULAS

Ecuación de estado de los gases ideales: $PV = nRT$	Ecuación de Arrhenius: $k = Ae^{-E_a/RT}$	Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$
Ecuación de Dalton: $p_i = x_i P$	2ª ley de Faraday: $m(g) = \frac{M(g \cdot mol^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot mol^{-1})}$	$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

©Ángel Cuesta Arza

Ejercicio 2A

Opción 2.A. (2 puntos)

La efedrina, $C_{10}H_{15}ON$, se utiliza como descongestionante en algunos aerosoles nasales. Se trata de una base orgánica débil, con el siguiente equilibrio de basicidad:

$$C_{10}H_{15}ON(ac) + H_2O(l) \longrightarrow C_{10}H_{15}ONH^+(ac) + OH^-(ac)$$

Una disolución de efedrina, de concentración inicial 0,035 $mol \cdot L^{-1}$, tiene un pH de 11,33 a 25 °C. Calcule:

a) Las concentraciones en el equilibrio de efedrina, de su ácido conjugado y de OH^-. **(1 punto)**

b) El valor de la K_b de la efedrina. **(0,5 puntos)**

c) Calcule el volumen de una disolución de ácido nítrico, HNO_3, de concentración 0,2 $mol \cdot L^{-1}$, necesario para reaccionar completamente con 20,0 mL de la disolución de efedrina. **(0,5 puntos)**

Solución: Se escribe el cuadro de equilibrio. Aunque el enunciado muestra una flecha simple, al ser base débil tratamos la reacción como equilibrio

	$B(ac)$	+ $H_2O(l)$ $\rightleftharpoons$	$BH^+(ac)$	+ $OH^-(ac)$
Concentración Inicial	0,035	−−−	−−−	−−−
Concentración que reacciona	−x	−−−	x	x
Concentración equilibrio	0,035−x	−−−	x	x

www.angelc

©Angel Cuesta Arza

Una disolución de efedrina, de concentración inicial 0,035 $mol \cdot L^{-1}$, tiene un pH de 11,33 a 25 ºC. Calcule:

a) Las concentraciones en el equilibrio de efedrina, de su ácido conjugado y de OH^-. **(1 punto)**

Dado que conocemos el pH a 25°C, podemos conocer el pOH y la concentración de aniones hidróxido.

$$pOH = 14 - pH = 14 - 11{,}33 = 2{,}67$$

$$[OH^-] = x = 10^{-pOH} = 10^{-2{,}67} = 2{,}14 \cdot 10^{-3}\ mol/L$$

	B(ac)	+ H_2O(l) $\rightleftharpoons$	BH^+(ac)	+ OH^- (ac)
Concentración Inicial	0,035	---	---	---
Concentración que reacciona	–x	---	x	x
Concentración equilibrio	0,035–x	---	x	x

Ya podemos dar el resultado pedido aplicando lo que hay en el cuadro de equilibrio.

$$\text{ácido conjugado} \rightarrow [BH^+] = x = 2{,}14 \cdot 10^{-3}\ mol/L$$

$$Base \rightarrow [B] = 0{,}035 - x = 0{,}035 - 2{,}14 \cdot 10^{-3} \approx 0{,}033\ mol/L$$

$$[OH^-] = x = 2{,}14 \cdot 10^{-3}\ mol/L$$

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

b) El valor de la K_b de la efedrina. **(0,5 puntos)**

$$Base\ conjugada \rightarrow [BH^+] = x = 2{,}14 \cdot 10^{-3}\ mol/L$$

$$Base \rightarrow [B] = 0{,}035 - x = 0{,}035 - 2{,}14 \cdot 10^{-3} \approx 0{,}033\ mol/L$$

$$[OH^-] = x = 2{,}14 \cdot 10^{-3}\ mol/L$$

Aplicando la fórmula de K_b: $K_b = \dfrac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]} = \dfrac{(2{,}14 \cdot 10^{-3}) \cdot (2{,}14 \cdot 10^{-3})}{0{,}033} = 1{,}39 \cdot 10^{-4}$

El valor de K_b de la efedrina es $\mathbf{1,39 \cdot 10^{-4}}$.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 2A

c) Calcule el volumen de una disolución de ácido nítrico, HNO_3, de concentración 0,2 $mol \cdot L^{-1}$, necesario para reaccionar completamente con 20,0 mL de la disolución de efedrina. **(0,5 puntos)**

Se escribe la reacción de neutralización y se comprueba que la reacción es "mol a mol". Es decir, cada mol de efedrina es neutralizado con 1 mol de ácido nítrico. Observa que la efedrina gana un protón.

$$HNO_3 + C_{10}H_{15}ON \rightarrow (C_{10}H_{16}ON)^+(NO_3)^-$$

Se calcula la cantidad de efedrina en la disolución.

$$n_{efedrina} = M_{efedrina} \cdot V_{efedrina} = 0{,}035 \cdot 0{,}020 = 7 \cdot 10^{-4}\ mol\ de\ efedrina$$

Como la reacción es "mol a mol": $n_{HNO_3} = 7 \cdot 10^{-4}\ mol\ de\ HNO_3$

Se calcula el volumen de disolución de ácido nítrico.

$$M_{HNO_3} = \frac{n_{HNO_3}}{V_{HNO_3}} \longrightarrow V_{HNO_3} = \frac{n_{HNO_3}}{M_{HNO_3}} = \frac{7 \cdot 10^{-4}}{0{,}2} = 3{,}5 \cdot 10^{-3}\ L = 3{,}5\ mL$$

El volumen de disolución de ácido nítrico es $\mathbf{3,5\ mL}$.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

PAU - COMUNIDAD VALENCIANA

QUÍMICA

EJERCICIO 2B

JULIO 2025

EXTRA DANA

ESTEQUIOMETRÍA

DATOS NECESARIOS PARA RESOLVER EL EXAMEN

Al inicio del examen se proporciona una tabla periódica que contiene las masas atómicas y un conjunto de fórmulas. La tabla periódica la he recortado por cuestiones de espacio en la diapositiva. **Te recomiendo que te descargues el enunciado y lo imprimas.**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 **H** Hidrógeno 1,008																	2 **He** Helio 4,0026
3 **Li** Litio 6,94	4 **Be** Berilio 9,0122											5 **B** Boro 10,81	6 **C** Carbono 12,011	7 **N** Nitrógeno 14,007	8 **O** Oxígeno 15,999	9 **F** Flúor 18,998	10 **Ne** Neón 20,180
11 **Na** Sodio 22,990	12 **Mg** Magnesio 24,305											13 **Al** Aluminio 26,982	14 **Si** Silicio 28,085	15 **P** Fósforo 30,974	16 **S** Azufre 32,06	17 **Cl** Cloro 35,45	18 **Ar** Argón 39,95

Constantes y factores de conversión: $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$; $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; $R = 8{,}314\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$; $c = 3{,}0 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1}$; $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$; $F = 96485\ C \cdot mol^{-1}$; $K_w\ (298\ K) = 10^{-14}$.
$1\ atm = 1{,}013\ bar = 760\ mmHg = 1{,}013 \cdot 10^{5}\ Pa$; $1\ J = 0{,}24\ cal$.

FÓRMULAS

Ecuación de estado de los gases ideales: $PV = nRT$	Ecuación de Arrhenius: $k = Ae^{-E_a/RT}$	Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$
Ecuación de Dalton: $p_i = x_i P$	2ª ley de Faraday: $m(g) = \frac{M(g \cdot mol^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot mol^{-1})}$	$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

©Ángel Cuesta Arza

Ejercicio 2B

Opción 2.B. (2 puntos)

El tricloruro de aluminio, $AlCl_3$, es un compuesto químico utilizado en multitud de aplicaciones, desde el craqueo catalítico del petróleo a la conservación de la madera o la producción de desinfectantes. Industrialmente se obtiene haciendo reaccionar aluminio con dicloro, de acuerdo con la ecuación química siguiente, **no ajustada**:

$$Al(s) + Cl_2(g) \rightarrow AlCl_3(s)$$

En un reactor de 4,5 litros de volumen, mantenido a 75 °C, se depositan 4,23 g de chatarra de aluminio que contiene un 87,3 % de este metal, y el resto son impurezas que no reaccionan con el cloro molecular. A continuación, se insufla una corriente de Cl_2 hasta que la presión en el interior del recipiente alcanza 1,82 atm.

a) Ajuste la ecuación química y calcule la cantidad, en gramos, de $AlCl_3$ obtenida. **(1,2 puntos)**

b) Calcule las cantidades, en gramos, de Al y Cl_2 que quedan sin reaccionar, una vez finalizada la reacción. **(0,8 puntos)**

Solución: En primer lugar, debemos ajustar la ecuación química dada. $2\ Al(s) + 3\ Cl_2(g) \rightarrow 2\ AlCl_3(s)$

A continuación, se toman datos y se calculan las masas molares.

Datos: Masa chatarra de Al= 4,23 g

Riqueza chatarra en Al= 87,3%

V=4,5 L

T=75 °C=348 K

p=1,82 atm

$$MM(Al) = 26{,}982\ g/mol$$

$$MM(Cl_2) = 2 \cdot 35{,}45 = 70{,}9\ g/mol$$

$$MM(AlCl_3) = 26{,}982 + 3 \cdot 35{,}45 = 133{,}332\ g/mol$$

www.angel

©Angel Cuesta Arza

a) Ajuste la ecuación química y calcule la cantidad, en gramos, de $AlCl_3$ obtenida. **(1,2 puntos)** $2\ Al(s) + 3\ Cl_2(g) \rightarrow 2\ AlCl_3(s)$

Datos: Masa chatarra de Al= 4,23 g; Riqueza chatarra en Al= 87,3%; V=4,5 L; T=75 °C=348 K; p=1,82 atm

$MM(Al) = 26{,}982\ g/mol$

$MM(Cl_2) = 2 \cdot 35{,}45 = 70{,}9\ g/mol$

$MM(AlCl_3) = 26{,}982 + 3 \cdot 35{,}45 = 133{,}332\ g/mol$

Se calcula la masa de Aluminio. $m_{Al} = Riqueza(\%) \cdot m_{chatarra} = \frac{87{,}3}{100} \cdot 4{,}23 = 3{,}693\ g\ de\ Al$

Se calcula la cantidad de Al en mol: $n_{Al} = \frac{m_{Al}}{MM(Al)} = \frac{3{,}693}{26{,}982} = 0{,}137\ mol\ de\ Al$

Se calcula la cantidad de gas cloro en mol, utilizando la ecuación de los gases ideales: $p \cdot V = n_{Cl_2} \cdot R \cdot T \longrightarrow n_{Cl_2} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1{,}82 \cdot 4{,}5}{0{,}082 \cdot 348} = 0{,}287\ mol\ de\ Cl_2$

Se comprueba cual es el reactivo limitante. $0{,}137\ mol\ Al \cdot \frac{3\ mol\ Cl_2}{2\ mol\ Al} = 0{,}2055\ mol\ Cl_2\ se\ necesitan$

Puesto que hay un exceso de gas cloro, **el reactivo limitante es el aluminio.**

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

a) Ajuste la ecuación química y calcule la cantidad, en gramos, de $AlCl_3$ obtenida. **(1,2 puntos)** $2\ Al(s) + 3\ Cl_2(g) \rightarrow 2\ AlCl_3(s)$

Datos: Masa chatarra de Al= 4,23 g; Riqueza chatarra en Al= 87,3%; V=4,5 L; T=75 °C=348 K; p=1,82 atm

$MM(Al) = 26{,}982\ g/mol$

$MM(Cl_2) = 2 \cdot 35{,}45 = 70{,}9\ g/mol$

$MM(AlCl_3) = 26{,}982 + 3 \cdot 35{,}45 = 133{,}332\ g/mol$

Se calculan los moles de $AlCl_3$ mediante el factor de conversión correspondiente. Se utiliza la cantidad del reactivo limitante.

$$0{,}137\ mol\ Al \cdot \frac{2\ mol\ AlCl_3}{2\ mol\ Al} = 0{,}137\ mol\ AlCl_3$$

Se calcula la masa de $AlCl_3$. $m_{AlCl_3} = n_{AlCl_3} \cdot MM(AlCl_3) = 0{,}137 \cdot 133{,}332 = 18{,}27\ g\ de\ AlCl_3$

La masa de $AlCl_3$ obtenida es $\mathbf{18{,}27\ g\ de\ AlCl_3.}$

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

b) Calcule las cantidades, en gramos, de Al y Cl_2 que quedan sin reaccionar, una vez finalizada la reacción. **(0,8 puntos)**

Datos: Masa chatarra de Al= 4,23 g | V=4,5 L | $MM(Al) = 26{,}982\ g/mol$

Riqueza chatarra en Al= 87,3% | T=75 °C=348 K | $MM(Cl_2) = 2 \cdot 35{,}45 = 70{,}9\ g/mol$

$2\ Al(s) + 3\ Cl_2(g) \rightarrow 2\ AlCl_3(s)$ | p=1,82 atm | $MM(AlCl_3) = 26{,}982 + 3 \cdot 35{,}45 = 133{,}332\ g/mol$

Previamente habíamos calculado la cantidad de cloro inicial puesto y la que se consumía.

$n_{Cl_2} = 0{,}287\ mol\ Cl_2\ iniciales$ $\quad$ $n_{Cl_2}(reaccionan) = 0{,}2055\ mol\ Cl_2\ se\ consumen$

Se calcula la cantidad de cloro gaseoso que ha sobrado (en mol):

$$n_{Cl_2}(exceso) = n_{Cl_2} - n_{Cl_2}(reaccionan) = 0{,}287 - 0{,}2055 = 0{,}0815\ mol\ de\ Cl_2\ hay\ en\ exceso$$

Se calculan los gramos de cloro. $m_{Cl_2} = n_{Cl_2} \cdot MM(Cl_2) = 0{,}0815 \cdot 70{,}9 = 5{,}78\ g\ de\ Cl_2$

Puesto que el aluminio es el reactivo limitante y el rendimiento de la reacción es del 100% (ya que no se dice lo contrario), podemos afirmar que no sobra nada de aluminio.
Se puede calcular la cantidad de chatarra que no es aluminio, pero no se pregunta.

Quedan sin reaccionar $\mathbf{5{,}78\ g\ de\ Cl_2}$ **y nada de Al.**

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

PAU · COMUNIDAD VALENCIANA

QUÍMICA

EJERCICIO 3

JULIO 2025

EXTRA DANA

El átomo y el enlace químico

DATOS NECESARIOS PARA RESOLVER EL EXAMEN

Al inicio del examen se proporciona una tabla periódica que contiene las masas atómicas y un conjunto de fórmulas. La tabla periódica la he recortado por cuestiones de espacio en la diapositiva. **Te recomiendo que te descargues el enunciado y lo imprimas.**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 **H** Hidrógeno 1,008																	2 **He** Helio 4,0026
3 **Li** Litio 6,94	4 **Be** Berilio 9,0122											5 **B** Boro 10,81	6 **C** Carbono 12,011	7 **N** Nitrógeno 14,007	8 **O** Oxígeno 15,999	9 **F** Flúor 18,998	10 **Ne** Neón 20,180
11 **Na** Sodio 22,990	12 **Mg** Magnesio 24,305											13 **Al** Aluminio 26,982	14 **Si** Silicio 28,085	15 **P** Fósforo 30,974	16 **S** Azufre 32,06	17 **Cl** Cloro 35,45	18 **Ar** Argón 39,95

Constantes y factores de conversión: $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$; $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; $R = 8{,}314\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$; $c = 3{,}0 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1}$; $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$; $F = 96485\ C \cdot mol^{-1}$; $K_w\ (298\ K) = 10^{-14}$.
1 atm = 1,013 bar = 760 mmHg = $1{,}013 \cdot 10^{5}$ Pa; 1 J = 0,24 cal.

FÓRMULAS

Ecuación de estado de los gases ideales: $PV = nRT$	Ecuación de Arrhenius: $k = Ae^{-E_a/RT}$	Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$
Ecuación de Dalton: $p_i = x_i P$	2ª ley de Faraday: $m(g) = \frac{M(g \cdot mol^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot mol^{-1})}$	$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

©Ángel Cuesta Arza

Ejercicio 3

Ejercicio 3. (2 puntos)

Considere las moléculas NF_3 y F_2CO.

a) Dibuje su estructura electrónica de Lewis y deduzca la geometría de cada molécula. **(0,6 puntos)**

b) Discuta si estas moléculas son polares o no. **(0,4 puntos)**

Conteste a **una** de las siguientes cuestiones:

c1) Aplicando la regla del octeto, deduzca la fórmula empírica del compuesto formado por dos átomos cuyos números atómicos son 17 y 20, respectivamente. Discuta el tipo de enlace que mantiene unidos a los átomos y si el compuesto será soluble en agua. **(1 punto)**

c2) Considere los elementos de números atómicos 13 y 35. Escriba su configuración electrónica en el estado fundamental, así como la configuración electrónica correspondiente al ion más estable que cada uno de ellos puede formar. **(1 punto)**

Solución:

En primer lugar, escribiré la configuración electrónica de los elementos químicos.

C (Z=6): $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ → 4 electrones de valencia

N(Z=7): $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ → 5 electrones de valencia

O(Z=8): $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ → 6 electrones de valencia

F(Z=9): $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ → 7 electrones de valencia

www.ang

©Angel Cuesta Arza

Considere las moléculas NF_3 y F_2CO.

a) Dibuje su estructura electrónica de Lewis y deduzca la geometría de cada molécula. **(0,6 puntos)**

b) Discuta si estas moléculas son polares o no. **(0,4 puntos)**

NF_3 En este caso, el nitrógeno es el átomo central. Y como necesita compartir tres electrones para completar la capa de valencia, lo hace con los átomos de flúor. Un electrón con cada flúor, y así el flúor también completa su capa de valencia.

F_2CO El átomo de C será el átomo central. Esto siempre ocurre cuando estamos ante un compuesto basado en carbono.

Como el carbono necesita 4 electrones para llenar la capa de valencia, compartirá dos con el oxígeno y los otros dos con los átomos de flúor (uno con cada átomo de flúor). Por otro lado, el oxígeno, al compartir 2 electrones con el carbono, completará su capa de valencia.

©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com

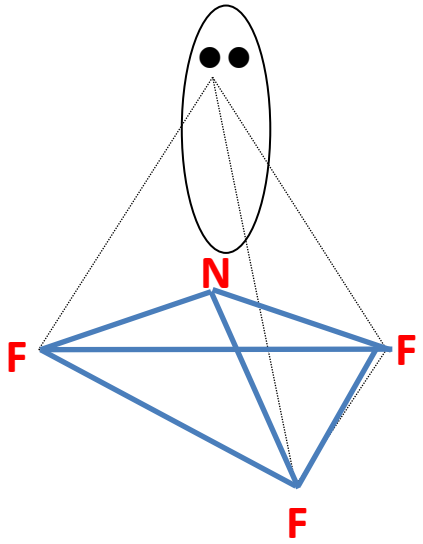
Eiercicio 3

Considere las moléculas NF_3 y F_2CO.

a) Dibuje su estructura electrónica de Lewis y deduzca la geometría de cada molécula. **(0,6 puntos)**

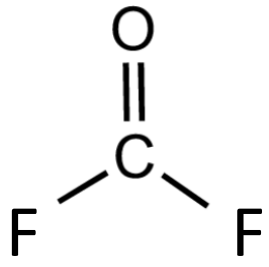
b) Discuta si estas moléculas son polares o no. **(0,4 puntos)**

NF_3



Debido que hay 4 nubes electrónicas alrededor del átomo central, según la teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia, éstas adoptan una **disposición tetraédrica** (disposición que minimiza la repulsión). Como tiene un par no enlazante y éste no se tiene en cuenta en la geometría de la molécula, su geometría es de **pirámide trigonal**. El par no enlazante provoca que el ángulo entre **F–N–F sea menor de 109°** ya que el volumen del orbital no enlazante es mayor que el del par enlazante.

F_2CO



Debido que hay 3 nubes electrónicas alrededor del átomo central, según la teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia, éstas adoptan una disposición triangular plana (disposición que minimiza la repulsión). Por ello la geometría de la molécula es **triangular plana.**

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

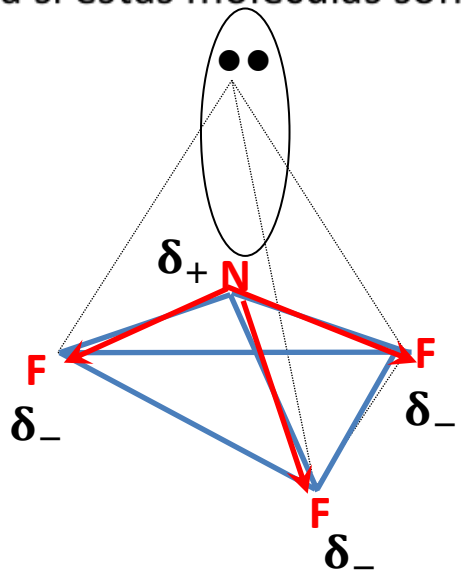
Eiercicio 3

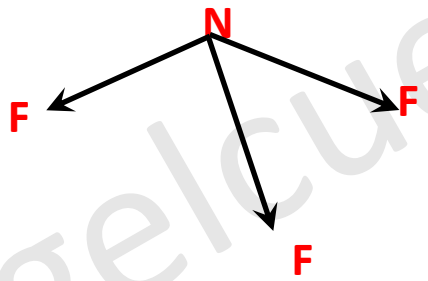
Considere las moléculas NF_3 y F_2CO.

a) Dibuje su estructura electrónica de Lewis y deduzca la geometría de cada molécula. **(0,6 puntos)**

b) Discuta si estas moléculas son polares o no. **(0,4 puntos)**

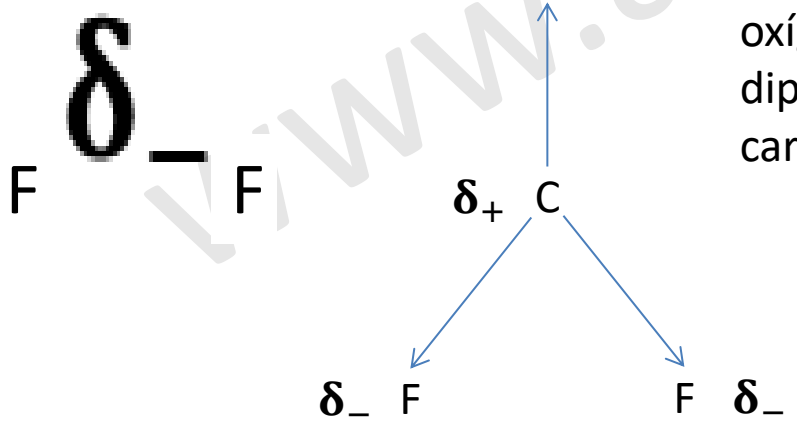
NF_3





En este caso, al sumar vectorialmente los momentos dipolares, estos no se anulan. Por lo que la molécula es **polar.**

F_2CO



En este caso, debido a la diferencia de electronegatividad del oxígeno y el flúor, al sumar vectorialmente los momentos dipolares, estos **no se anulan**. Por lo que el difluoruro de carbonilo es **polar.**

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 3

c1) Aplicando la regla del octeto, deduzca la fórmula empírica del compuesto formado por dos átomos cuyos números atómicos son 17 y 20, respectivamente. Discuta el tipo de enlace que mantiene unidos a los átomos y si el compuesto será soluble en agua. **(1 punto)**

En primer lugar, escribiré las configuraciones electrónicas de los átomos y a partir de ellas indicaré el período y el grupo. También se indicará si el átomo es un metal o un no metal.

A(Z=17): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

Puesto que la última capa es $3p^5$, el 3 nos indica que **su período es el tercero**. Debido a que es p^5, **su grupo es el 17 (halógenos). Es un no metal**

B(Z=20): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

Puesto que la última capa es $4s^2$, el 4 nos indica que **su período es el cuarto**. Debido a que es s^2, **su grupo es el 2 (alcalinotérreos). Es un metal.**

El elemento químico A es un halógeno, mientras que el elemento químico B es un alcalinotérreo. Debido a ello, la diferencia de electronegatividad entre ellos será muy alta. Por ello formarán un compuesto de tipo iónico.

La regla del octeto dice que los átomos adquieren la máxima estabilidad cuando tienen **8 electrones** en su última capa.

$A + 1\ e^- \rightarrow A^-$ $A^-(Z=17)$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

$B - 2\ e^- \rightarrow B^{2+}$ $B^{2+}(Z=20)$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

Dado que el compuesto iónico debe ser neutro, la fórmula empírica del compuesto será: $\boxed{BA_2}$

©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com

Ejercicio 3

c2) Considere los elementos de números atómicos 13 y 35. Escriba su configuración electrónica en el estado fundamental, así como la configuración electrónica correspondiente al ion más estable que cada uno de ellos puede formar. **(1 punto)**

C(Z=13): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$

Puesto que la última capa es $3p^1$, el 3 nos indica que **su período es el tercero**. Debido a que es p^1, **su grupo es el 13 (térreos). Es un metal (Al).**

D(Z=35): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$

Puesto que la última capa es $4p^5$, el 4 nos indica que **su período es el cuarto**. Debido a que es p^5, **su grupo es el 17 (halógenos). Es un no metal (Br).**

Ambos elementos tienen tendencia a tener 8 electrones en su última capa. Para formar un ion, deben perder electrones (elemento C) o ganar electrones (elemento D).

$C \rightarrow C^{3+} + 3e^-$ $C^{3+}(Z=13)$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

$D + 1\ e^- \rightarrow D^-$ D^- $(Z=35)$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

PAU · COMUNIDAD VALENCIANA

QUÍMICA

EJERCICIO 4

JULIO 2025

EXTRA DANA

Reacciones redox, pH, estequiometría, ...

DATOS NECESARIOS PARA RESOLVER EL EXAMEN

Al inicio del examen se proporciona una tabla periódica que contiene las masas atómicas y un conjunto de fórmulas. La tabla periódica la he recortado por cuestiones de espacio en la diapositiva. **Te recomiendo que te descargues el enunciado y lo imprimas.**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 **H** Hidrógeno 1,008																	2 **He** Helio 4,0026
3 **Li** Litio 6,94	4 **Be** Berilio 9,0122											5 **B** Boro 10,81	6 **C** Carbono 12,011	7 **N** Nitrógeno 14,007	8 **O** Oxígeno 15,999	9 **F** Flúor 18,998	10 **Ne** Neón 20,180
11 **Na** Sodio 22,990	12 **Mg** Magnesio 24,305											13 **Al** Aluminio 26,982	14 **Si** Silicio 28,085	15 **P** Fósforo 30,974	16 **S** Azufre 32,06	17 **Cl** Cloro 35,45	18 **Ar** Argón 39,95

Constantes y factores de conversión: $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$; $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; $R = 8{,}314\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$; $c = 3{,}0 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1}$; $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$; $F = 96485\ C \cdot mol^{-1}$; $K_w\ (298\ K) = 10^{-14}$.
1 atm = 1,013 bar = 760 mmHg = $1{,}013 \cdot 10^{5}$ Pa; 1 J = 0,24 cal.

FÓRMULAS

Ecuación de estado de los gases ideales: $PV = nRT$	Ecuación de Arrhenius: $k = Ae^{-E_a/RT}$	Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$
Ecuación de Dalton: $p_i = x_i P$	2ª ley de Faraday: $m(g) = \frac{M(g \cdot mol^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot mol^{-1})}$	$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

©Ángel Cuesta Arza

Ejercicio 4

Ejercicio 4. (2 puntos)

En disolución acuosa, el peróxido de hidrógeno, H_2O_2, reacciona con ácido clorhídrico, HCl, dando lugar a cloro molecular, Cl_2, y agua, H_2O.

a) Escriba la ecuación química ajustada. **(0,4 puntos)**

b) Justifique que la reacción química que tiene lugar es una reacción rédox e identifique la especie oxidante y la especie reductora. **(0,6 puntos)**

Conteste a **una** de las siguientes cuestiones:

c1) Calcule la cantidad, en moles, de peróxido de hidrógeno que hay que añadir a 2 litros de una disolución de ácido clorhídrico que se encuentra a pH = 1,0 para que, tras completarse la reacción, alcance el valor de pH = 2,0. Considere que el volumen de la disolución no varía durante el proceso. **(1 punto)**

c2) Justifique que la reacción química del apartado **a)** tiene lugar de modo espontáneo en condiciones estándar, y deduzca si una reacción análoga tiene lugar o no cuando se sustituye el ácido clorhídrico por ácido fluorhídrico, HF(ac). **(1 punto)**

Datos: potencial estándar de reducción, E^o (V): $(Cl_2(g)|Cl^-(ac)) = 1,36$; $(H_2O_2(ac)|H_2O(l)) = 1,76$; $(F_2(g)|F^-(ac)) = 3,05$.

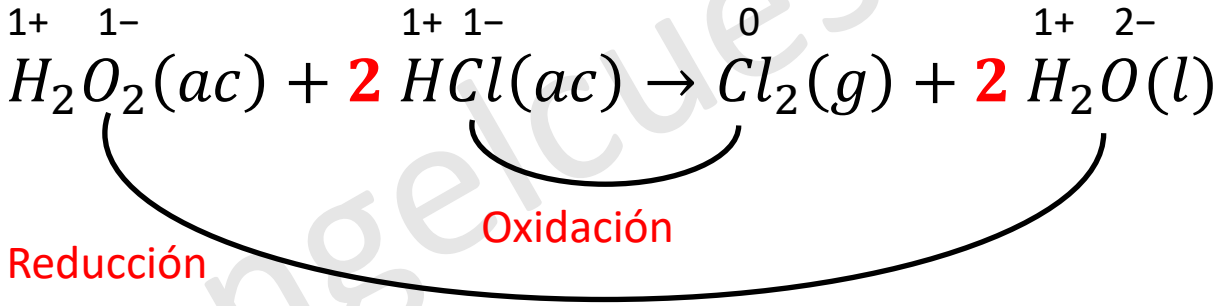
©Angel Cuesta Arza

Solución: Escribo la ecuación química sin ajustar. $H_2O_2(ac) + HCl(ac) \rightarrow Cl_2(g) + H_2O(l)$

Puesto que no nos indican explícitamente ningún método y la pregunta vale muy poco, deduzco que no hay problema en ajustar **por tanteo** la ecuación química.

$$H_2O_2(ac) + \mathbf{2}\ HCl(ac) \rightarrow Cl_2(g) + \mathbf{2}\ H_2O(l)$$

Se escriben los números de oxidación de cada elemento.



Puesto que hay cambios en los números de oxidación, es una reacción redox. **El oxígeno del peróxido se reduce de –1 a –2 en $\mathbf{H_2O}$ y el anión cloruro se oxida a cloro.**
Especie oxidante: peróxido de hidrógeno $\mathbf{H_2O_2}$.
Especie reductora: anión cloruro (que proviene del HCl)

NOTA: El papel del ácido es proporcionar H^+ ;el reductor no es "el HCl", sino el par Cl^-es el que actúa como reductor y se oxida a Cl_2.

©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com

c1) Calcule la cantidad, en moles, de peróxido de hidrógeno que hay que añadir a 2 litros de una disolución de ácido clorhídrico que se encuentra a pH = 1,0 para que, tras completarse la reacción, alcance el valor de pH = 2,0. Considere que el volumen de la disolución no varía durante el proceso. **(1 punto)**

Solución: Se calcula la cantidad de iones oxonio en las condiciones iniciales y finales a partir del pH. Como el HCl es un ácido fuerte, la concentración de iones oxonio, coincide con la concentración de HCl.

$$pH = -log[H_3O^+] = -\log[HCl] \longrightarrow [H_3O^+] = [HCl] = 10^{-pH}$$

$$pH = 1 \longrightarrow [H_3O^+] = [HCl] = 10^{-1} = 0{,}1\ mol/L \qquad pH = 2 \longrightarrow [H_3O^+] = [HCl] = 10^{-2} = 0{,}01\ mol/L$$

Se calculan los moles iniciales y finales de HCl.

$$n_{HCl}(inicial) = M(pH = 1) \cdot V = 0{,}1 \cdot 2 = 0{,}2\ mol\ HCl \qquad n_{HCl}(final) = M(pH = 2) \cdot V = 0{,}01 \cdot 2 = 0{,}02\ mol\ HCl$$

Se calcula la cantidad de HCl que ha reaccionado.

$$n_{HCl}(reacciona) = n_{HCl}(inicial) - n_{HCl}(final) = 0{,}2 - 0{,}02 = 0{,}18\ mol\ de\ HCl\ reaccionan$$

Se recuerda cual es la ecuación química ajustada: $H_2O_2(ac) + 2\ HCl(ac) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ H_2O(l)$

Se calculan los moles de H_2O_2 mediante el factor de conversión correspondiente.

$$0{,}18\ mol\ HCl \cdot \frac{1\ mol\ H_2O_2}{2\ mol\ HCl} = 0{,}09\ mol\ H_2O_2$$

Hay que añadir $\mathbf{0{,}09\ mol\ de\ H_2O_2}$.

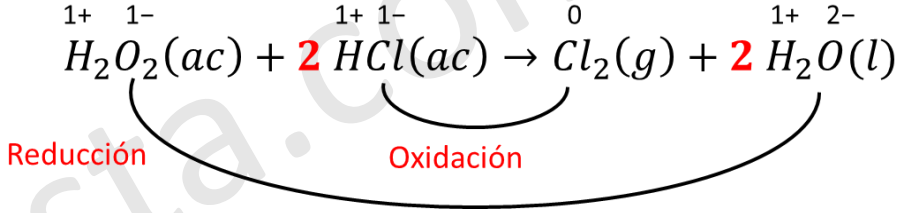
©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com

c2) Justifique que la reacción química del apartado **a)** tiene lugar de modo espontáneo en condiciones estándar, y deduzca si una reacción análoga tiene lugar o no cuando se sustituye el ácido clorhídrico por ácido fluorhídrico, HF(ac). **(1 punto)**

Datos: potencial estándar de reducción, E^o (V): ($Cl_2(g)|Cl^-(ac)$) = 1,36; ($H_2O_2(ac)|H_2O(l)$) = 1,76; ($F_2(g)|F^-(ac)$) = 3,05.

Solución: La reacción redox tendrá lugar si su potencial es positivo.



Se calcula el potencial de la reacción:

$$E_R^0 = E_{RED}^0\left(H_2O_2(ac)|H_2O(l)\right) - E_{OX}^0\left(Cl_2(g)|Cl^-(ac)\right)$$

$$E_R^0 = 1{,}76 - 1{,}36 = 0{,}40\ V$$

Puesto que el potencial de la reacción es positivo, **el peróxido de hidrógeno reaccionará de forma espontánea con el cloruro de hidrógeno.**

Se calcula el potencial de la reacción en el caso de que se oxide HF:

$$E_R^0 = E_{RED}^0\left(H_2O_2(ac)|H_2O(l)\right) - E_{OX}^0\left(F_2(g)|F^-(ac)\right)$$

$$E_R^0 = 1{,}76 - 3{,}05 = -1{,}29\ V$$

Puesto que el potencial de la reacción es negativo, **el peróxido de hidrógeno NO reaccionará de forma espontánea con el fluoruro de hidrógeno.**

©Ángel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com

PAU - COMUNIDAD VALENCIANA

QUÍMICA

EJERCICIO 5

JULIO 2025

EXTRA DANA

CINÉTICA QUÍMICA y QUÍMICA ORGÁNICA

DATOS NECESARIOS PARA RESOLVER EL EXAMEN

Al inicio del examen se proporciona una tabla periódica que contiene las masas atómicas y un conjunto de fórmulas. La tabla periódica la he recortado por cuestiones de espacio en la diapositiva. **Te recomiendo que te descargues el enunciado y lo imprimas.**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 **H** Hidrógeno 1,008																	2 **He** Helio 4,0026
3 **Li** Litio 6,94	4 **Be** Berilio 9,0122											5 **B** Boro 10,81	6 **C** Carbono 12,011	7 **N** Nitrógeno 14,007	8 **O** Oxígeno 15,999	9 **F** Flúor 18,998	10 **Ne** Neón 20,180
11 **Na** Sodio 22,990	12 **Mg** Magnesio 24,305											13 **Al** Aluminio 26,982	14 **Si** Silicio 28,085	15 **P** Fósforo 30,974	16 **S** Azufre 32,06	17 **Cl** Cloro 35,45	18 **Ar** Argón 39,95

Constantes y factores de conversión: $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$; $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; $R = 8{,}314\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$; $c = 3{,}0 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1}$; $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$; $F = 96485\ C \cdot mol^{-1}$; $K_w\ (298\ K) = 10^{-14}$.
$1\ atm = 1{,}013\ bar = 760\ mmHg = 1{,}013 \cdot 10^{5}\ Pa$; $1\ J = 0{,}24\ cal$.

FÓRMULAS

Ecuación de estado de los gases ideales: $PV = nRT$	Ecuación de Arrhenius: $k = Ae^{-E_a/RT}$	Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$
Ecuación de Dalton: $p_i = x_i P$	2ª ley de Faraday: $m(g) = \frac{M(g \cdot mol^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot mol^{-1})}$	$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

©Ángel Cuesta Arza

Ejercicio 5

Ejercicio 5. (2 puntos)

Un compuesto orgánico tiene la fórmula empírica C_3H_6O.

a) Escriba la fórmula estructural de 2 posibles isómeros, nómbrelos e indique el grupo funcional que posee cada compuesto. **(1 punto)**

Conteste a **una** de las siguientes cuestiones:

b1) Complete las siguientes ecuaciones químicas. Nombre o formule los compuestos orgánicos implicados y diga el tipo de reacción que se produce. **(0,5 puntos cada subapartado)**

i) Propan-2-ol (o 2-propanol) $\xrightarrow{K_2Cr_2O_7,\,medio\ ácido}$ **A**

ii) Ácido butanoico + etanol $\xrightarrow{medio\ ácido}$ **B + C**

b2) Considere la reacción 2 A + B → C, que es de orden 2 respecto de A y de orden 1 respecto de B. **(0,5 puntos cada subapartado)**

i) Si el tiempo se mide en minutos, deduzca las unidades de la constante de velocidad.

ii) ¿Es cierto que el valor de la constante de velocidad se duplica si se duplica la concentración de A? Justifique la respuesta.

©Angel Cuesta Arza

Un compuesto orgánico tiene la fórmula empírica C_3H_6O.

a) Escriba la fórmula estructural de 2 posibles isómeros, nómbrelos e indique el grupo funcional que posee cada compuesto. **(1 punto)**

Solución: Por simple inspección de la fórmula empírica deducimos que sigue la fórmula: $C_nH_{2n}O$

Dado que hay el doble de átomos de hidrógeno que, de carbono, esto me permite deducir que hay un doble enlace en la molécula. Por ello, los compuestos candidatos son los aldehídos y las cetonas. Trabajaré con $n = 3$, asumiendo que la fórmula empírica coincide con la fórmula molecular.

Por otro lado, se recuerda que un isómero estructural es un compuesto que tiene la misma fórmula molecular que otro compuesto, pero una estructura diferente. Esto significa que los átomos están conectados de manera diferente, lo que da lugar a diferentes propiedades físicas y químicas.

Existen varios tipos de isómeros estructurales:

Isomería de cadena: Diferente disposición de la cadena carbonada.

Isomería de posición: El grupo funcional está en diferentes posiciones.

Isomería de grupo funcional: Diferentes grupos funcionales, aunque la fórmula molecular sea la misma.

Los isómeros propuestos son:

CH_3COCH_3	CH_3CH_2CHO
Propanona	**Propanal**
Grupo cetona	**Grupo aldehido**

©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com

Ejercicio 5

b1) Complete las siguientes ecuaciones químicas. Nombre o formule los compuestos orgánicos implicados y diga el tipo de reacción que se produce. **(0,5 puntos cada subapartado)**

i) Propan-2-ol (o 2-propanol) $\xrightarrow{K_2Cr_2O_7,\,medio\ ácido}$ **A**

ii) Ácido butanoico + etanol $\xrightarrow{medio\ ácido}$ **B + C**

$CH_3CHOHCH_3 \xrightarrow{K_2Cr_2O_7,\ medio\ ácido} CH_3COCH_3$

Propan–2–ol **A: Propanona**

La reacción es una **oxidación de alcohol secundario a cetona.**

$CH_3CH_2CH_2COOH + CH_3CH_2OH \xrightarrow{Medio\ ácido} CH_3CH_2CH_2COOCH_2CH_3 + H_2O$

Ácido butanoico **Etanol** **B: Butanoato de etilo** **C: Agua**

La reacción es una **esterificación en medio ácido**.

www.angelcuesta.es

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 5

b2) Considere la reacción 2 A + B → C, que es de orden 2 respecto de A y de orden 1 respecto de B. **(0,5 puntos cada subapartado)**

i) Si el tiempo se mide en minutos, deduzca las unidades de la constante de velocidad.

ii) ¿Es cierto que el valor de la constante de velocidad se duplica si se duplica la concentración de A? Justifique la respuesta.

Solución: De forma general, se puede escribir la ley de velocidad de reacción: $v = k \cdot [A]^{\alpha} \cdot [B]^{\beta}$

A partir de los órdenes de reacción del enunciado podemos escribir la ley de velocidad: $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$

Se despeja la constante de velocidad: $k = \dfrac{v}{[A]^2 \cdot [B]}$

Se hace el análisis dimensional con las unidades propuestas.

$$[k] = \frac{(\cancel{mol \cdot L^{-1}} \cdot min^{-1})}{(mol \cdot L^{-1})^2 \cdot (\cancel{mol \cdot L^{-1}})} = mol^{-2} \cdot L^2 \cdot min^{-1} = \left(\frac{L}{mol}\right)^2 \cdot min^{-1} = M^{-2} \cdot min^{-1} = \frac{L^2}{mol^2 \cdot min}$$

Cualquiera de las unidades propuestas es válida, pero yo daré como solución:

$$\boxed{[\boldsymbol{k}] = \frac{\boldsymbol{L^2}}{\boldsymbol{mol^2 \cdot min}}}$$

©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.

Ejercicio 5

ii) ¿Es cierto que el valor de la constante de velocidad se duplica si se duplica la concentración de A? Justifique la respuesta.

Solución: La afirmación es **falsa**. El valor de la constante de velocidad no depende de la concentración de los reactivos, sino de la temperatura y de la energía de activación (Ley de Arrhenius). Lo que cambia al variar la concentración es la velocidad de la reacción y no la constante de velocidad.

La ecuación de Arrhenius expresa la dependencia de la constante de velocidad con la energía de activación, con la temperatura y con el factor de frecuencia.

$$k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$$

Siendo: K = constante de velocidad
A = factor de frecuencia
E_a= energía de activación
R = constante de los gases (8,314 J/mol·K)
T = temperatura absoluta (K)

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza