



UNIVERSIDAD DE ZARAGOZA

PRUEBA DE ACCESO A ESTUDIOS UNIVERSITARIOS - SEPTIEMBRE DE 2009

EJERCICIO DE: **QUÍMICA**

TIEMPO DISPONIBLE: **1 hora 30 minutos**

Se valorará el buen uso del vocabulario y la adecuada notación científica, que los correctores podrán bonificar con un máximo de un punto. Por los errores ortográficos, la falta de limpieza en la presentación y la redacción defectuosa podrá bajarse la calificación hasta un punto; en casos extremadamente graves, podrá penalizarse la puntuación hasta con dos puntos.

PUNTUACIÓN QUE SE OTORGARÁ A ESTE EJERCICIO: (véanse las distintas partes del examen)

DESARROLLE LA OPCIÓN A o LA OPCIÓN B

OPCIÓN A

1. Responde, justificando brevemente la respuesta, a las siguientes cuestiones:
 - a) ¿Cuál de las siguientes especies isoelectrónicas perdería un electrón con más facilidad?: (1 punto)
 S^{2-} Cl^- Ar K^+ Ca^{2+}
 - b) La molécula de NF_3 ¿es apolar? (1 punto)
2. Indica cómo calcularías la entalpía de formación del peróxido de hidrógeno a partir de las entalpías de las siguientes reacciones: (1,5 puntos)
 $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l)$
 $H_2O_2(l) \rightarrow H_2O(l) + 1/2O_2(g)$
3. Indica, justificando brevemente la respuesta, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:
 - a) El equilibrio de todas las reacciones químicas en las que intervienen gases es sensible a los cambios de presión originados por la modificación del volumen del sistema. (0,75 puntos)
 - b) En reacciones con presencia de gases, el valor de K_c siempre es menor que el de K_p . (0,75 puntos)
4. El ácido sulfúrico reacciona con cobre metálico para dar sulfato de cobre (II), dióxido de azufre y agua.
 - a) Ajusta la reacción por el método del ión-electrón. (1,25 puntos)
 - b) Determina la masa de sulfato de cobre (II) que se obtendrá si se hace reaccionar 3 g de una disolución de ácido sulfúrico del 96% de riqueza con 0,8 g de cobre. (1,25 puntos)Masas atómicas: Azufre: 32; Oxígeno: 16; Hidrógeno: 1; Cobre: 63,5.
5. Se disuelven 1,5 gramos de una muestra de hidróxido de calcio en agua hasta obtener 150 ml de disolución. A continuación, se toman 20 ml de esta disolución y se neutralizan con ácido clorhídrico 0,25 M, para lo que se emplean 15 ml de este ácido. Calcula el porcentaje de hidróxido de calcio presente en la muestra. (2,5 puntos)
Masas atómicas: Calcio: 40; Oxígeno: 16; Hidrógeno: 1.

OPCIÓN B

1. Dados los elementos siguientes: A, de número atómico 17; B, de número atómico 11, y C, de número atómico 12, razonar qué afirmaciones son correctas:

- a) A actuará en compuestos covalentes únicamente con valencia 1. (0,5 puntos)
- b) B formará compuestos iónicos. (0,5 puntos)
- c) C formará compuestos covalentes actuando con valencia 2. (0,5 puntos)

2. Para las siguientes sustancias: cloruro de sodio, agua, oxígeno y cobre:

- a) Ordénalas en función de su punto de fusión, justificando brevemente la respuesta con el tipo de enlace y fuerzas intermoleculares presentes en cada una de ellas. (1 punto)
- b) Indica cuales de ellas están constituidas en estado sólido por moléculas, cuales por átomos y cuales por iones. (1 punto)

3. Indica, justificando brevemente la respuesta si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

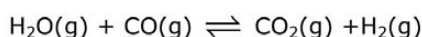
- a) En cualquier reacción química, todas las concentraciones de los reactivos influyen por igual en la velocidad de reacción. (0,75 puntos)
- b) Para reacciones diferentes, las unidades de la constante cinética pueden ser diferentes. (0,75 puntos)

4. Se puede obtener cloro gaseoso por reacción en caliente de disoluciones concentradas de ácido clorhídrico y ácido nítrico, produciéndose además óxido de nitrógeno (IV) y agua.

- a) Escribe la reacción y ajústala por el método ion-electrón. (1,25 puntos)
- b) Calcula el máximo volumen de cloro que se puede obtener, a 100°C y 1,5 atmósferas, por reacción de 200 ml de ácido clorhídrico 12 M con ácido nítrico concentrado en exceso. (1,25 puntos)

$$R = 0,082 \text{ atm l mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

5. A determinada temperatura, en un recipiente de 1 litro, se lleva a cabo la siguiente reacción: (2,5 puntos)



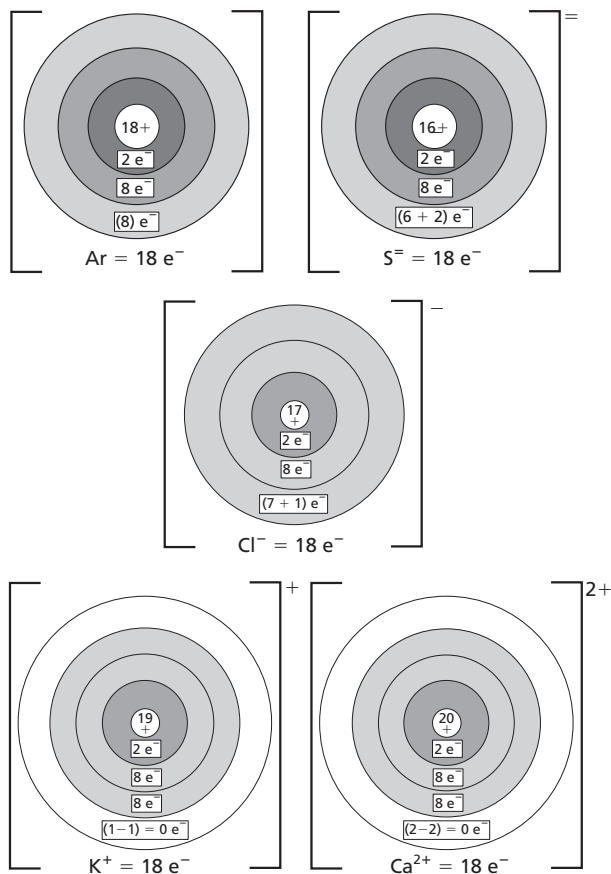
De modo que, una vez alcanzado el equilibrio hay presentes: 0,40 moles de CO_2 , 0,40 moles de H_2 , 0,20 moles de H_2O y 0,20 moles de CO . Seguidamente se añaden a esta mezcla en equilibrio 0,40 moles de CO y 0,40 moles de CO_2 . Determina la concentración de CO una vez que se alcance el nuevo equilibrio.

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

Opción A

- 1 a) Los siguientes esquemas ilustran la configuración de las especies isoelectrónicas propuestas en el enunciado:



La energía necesaria para separar un electrón será tanto menor cuanto menos fuerza eléctrica atractiva ejerzan los núcleos sobre los 18 electrones de la corteza. Esta fuerza eléctrica es directamente proporcional a las cargas que actúan.

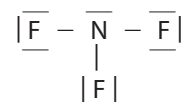
Como los núcleos poseen diferente número de protones, la fuerza menor será la de la especie con menor número de cargas positivas, es decir, la del S^{2-} ; por tanto, será esta especie la que podrá perder un electrón con mayor facilidad que las demás.

En la siguiente tabla se resume el razonamiento anterior.

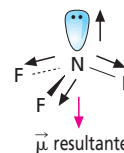
Especie propuesta	S^{2-}	Cl^-	Ar	K^+	Ca^{2+}
En el núcleo: número de protones	16	17	18	19	20
En la corteza: número de electrones	18	18	18	18	18
Fuerza eléctrica de atracción (proporcional al cuadrado de las cargas)	menor	<	<	<	mayor
Energía que se necesita para perder un electrón	menor	<	<	<	mayor
Facilidad para perder un electrón	mayor	>	>	>	menor

- b) $\text{N}(7): 1s^2 2s^2 2p^3 \Rightarrow$ capa de valencia $2s^2 2p^3$

Según Lewis, cada átomo se rodea de un octeto (excepto en los casos de hipovalencia e hipervalencia y el H con un par), por lo que el N se sitúa como átomo central, como indica la figura:

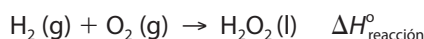


Geometría: para deducir la estructura geométrica de esta molécula, se aplica la teoría de la TRPECV, según la cual los 3 pares de que se rodea el N se disponen lo más alejados posible entre sí y formarían una **pirámide trigonal**.

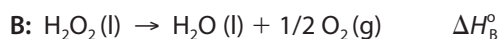


Polaridad: el flúor, por tener más electronegatividad que el nitrógeno, atrae hacia sí los pares de electrones compartidos y crea, de esta manera, unos momentos dipolares. Al ser una molécula piramidal trigonal, los momentos dipolares van en distintas direcciones sin compensarse y el resultado final de la suma de los vectores μ es distinto de cero, por lo que la molécula es **polar**.

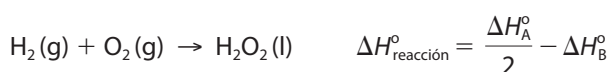
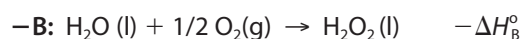
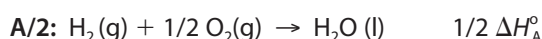
2 Se aplica la ley de Hess a la reacción:



Se plantean las reacciones dadas con sus entalpías, a partir de los elementos en su estado más estable:

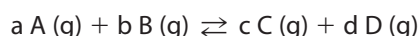


Posteriormente, se procede a disponerlas de forma que con su suma se obtenga la reacción solicitada —para lo que será necesario multiplicar cada reacción por un número— y a invertir las que corresponda —cambiando el signo de ΔH en ese caso—.



3 a) Falsa. Para resolver la cuestión se deberá tener en cuenta el principio de Le Châtelier: «El equilibrio ante una perturbación externa evolucionará en el sentido que la contrarreste».

Sea la reacción donde todas las moléculas son gases:



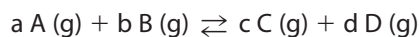
reactivos

productos

$a + b = n$ = número de moles de reactivos

$c + d = n'$ = número de moles de productos

Una modificación del volumen de reactor supone también una modificación de la presión del equilibrio. El equilibrio solo se alterará si el número de moles de reactivos que existen en el equilibrio es diferente que el número de moles de los productos, pues las presiones parciales también serán distintas y la evolución será en el sentido que contrarreste la acción.



reactivos

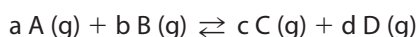
productos

$n \neq n'$

$p_{\text{p}} \text{ reactivos} \rightleftharpoons p_{\text{p}} \text{ productos}$

Equilibrio: es **sensible al cambio de volumen**.

Si el número de moles de reactivos que existen en el equilibrio es igual que el de los productos, las presiones parciales también serán iguales y el equilibrio no se alterará ante un cambio de presión (independientemente de cómo se produzca ese cambio):



reactivos

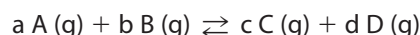
productos

$n = n'$

$p_{\text{p}} \text{ reactivos} = p_{\text{p}} \text{ productos}$

Equilibrio: es **insensible al cambio de volumen**.

b) Falsa. Dado el equilibrio:



Las expresiones de las constantes K_c y K_p del mismo vienen dadas por las expresiones:

$$K_c = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b} \quad K_p = \frac{p_{\text{C}}^c p_{\text{D}}^d}{p_{\text{A}}^a p_{\text{B}}^b}$$

Si se tiene en cuenta la ecuación de los gases ideales ($pV = nRT$), en función de las concentraciones:

$$p = \frac{n}{V} RT = cRT$$

Se sustituye en la expresión de las presiones parciales:

$$K_p = \frac{p_{\text{C}}^c p_{\text{D}}^d}{p_{\text{A}}^a p_{\text{B}}^b} = \frac{[\text{C}]^c (RT)^c [\text{D}]^d (RT)^d}{[\text{A}]^a (RT)^a [\text{B}]^b (RT)^b} = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d (RT)^{c+d}}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b (RT)^{a+b}} = K_c (RT)^{\Delta n}$$

Se puede poner que:

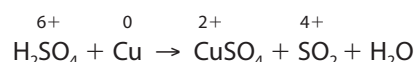
$$K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}}$$

- Si $\Delta n > 0$ se cumple que $K_c < K_p$.
- Si $\Delta n = 0$, $K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{K_p}{1} = K_p \Rightarrow K_c = K_p$
- Si $\Delta n < 0$, $K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = K_p (RT)^{\Delta n} \Rightarrow K_c > K_p$

4 a) La reacción que tiene lugar es:



Se identifica el elemento o elementos que se oxidan y los que se reducen:

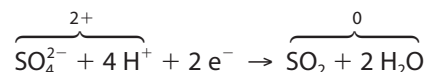


Se escribe de forma separada cada uno de los procesos de oxidación y de reducción y se ajustan el número de átomos de cada elemento y la carga de las especies:

Semirreacción de oxidación (pérdida de electrones):



Semirreacción de reducción (ganancia de electrones):



Si sumamos ambas ecuaciones queda:



Pasando a las especies moleculares de origen en su mismo orden y adjudicando los 4 H^+ al H_2SO_4 , el ajuste definitivo queda:





Masas moleculares (uma) 98 63,5 159,5 64 18

Masas reaccionantes (g) 196 63,5 159,5 64 36

Se calculan los moles iniciales:

$$n_{\text{Cu}} = \frac{0,8 \text{ g}}{63,5 \text{ g/mol}} = 0,0126 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{(3 \cdot 0,96) \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0,0294 \text{ mol}$$

Se calcula el reactivo limitante:

$$0,0126 \text{ mol de Cu} \cdot \frac{2 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de Cu}} = 0,0252 \text{ mol de}$$

H_2SO_4 que se consumen

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,0294 - 0,0252 = 0,0042 \text{ mol que sobran}$$

El reactivo limitante es el Cu y a partir de él se realiza el cálculo por la estequiometría de la reacción:

$$0,0126 \text{ mol de Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol de CuSO}_4}{1 \text{ mol de Cu}} \cdot$$

$$\cdot \frac{159,5 \text{ g}}{1 \text{ mol de CuSO}_4} = 2,01 \text{ g de CuSO}_4$$

Se producen 2,01 g de CuSO_4 .

• **Otra forma: por estequiometría de masas**

Cálculo del número de gramos de H_2SO_4 puro que se utilizan:

$$m = 3 \cdot 0,96 = 2,88 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Se calcula el reactivo limitante:

$$0,8 \text{ g de Cu} \cdot \frac{196 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{63,5 \text{ g de Cu}} = 2,47 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de 2,88 g y solo se necesitan 2,47 g, la cantidad que sobra de H_2SO_4 es:

$$m = 2,88 - 2,47 = 0,41 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

El reactivo limitante es el Cu, y a partir de él se calcula la masa de CuSO_4 :

$$0,8 \text{ g de Cu} \cdot \frac{159,5 \text{ g de CuSO}_4}{63,5 \text{ g de Cu}} = 2,01 \text{ g de CuSO}_4$$

Se producen 2,01 g de CuSO_4 .

5 Cálculo de la molaridad de la disolución de Ca(OH)_2 si la muestra fuera del 100 % en Ca(OH)_2 .

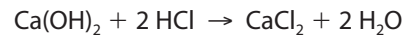
$$M_{\text{Ca(OH)}_2} = 74 \text{ uma}$$

Se calculan los moles de Ca(OH)_2 :

$$n = \frac{m}{M_{\text{Ca(OH)}_2}} = \frac{1,5 \text{ g}}{74 \text{ g/mol}} = 0,0203 \text{ mol}$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,0203 \text{ mol}}{0,150 \text{ L}} = 0,135 \text{ M}$$

La reacción de neutralización que se lleva a cabo:



Los moles de ácido utilizados son:

$$n_{\text{HCl}} = M V = 0,25 \cdot 15 \cdot 10^{-3} = 3,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HCl}$$

Por estequiometría se calculan los moles de Ca(OH)_2 que contienen los 20 mL neutralizados:

$$3,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol de HCl}} = 1,875 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

de Ca(OH)_2

La molaridad real de la disolución de Ca(OH)_2 es:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{1,875 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{20 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,094 \text{ M}$$

Nota: si la muestra original fuera toda de Ca(OH)_2 (100 %), el resultado habría sido 0,135 M.

Como el resultado real es 0,094 M, se deduce que la muestra original no es del 100 % en Ca(OH)_2 .

Se calcula el porcentaje de pureza:

$$0,094 \cdot \frac{100}{0,135} = 69,63 \% \text{ de pureza de Ca(OH)}_2$$

• **Otra forma: cálculo de la normalidad de la base**

Al igualar los equivalentes químicos del ácido y de la base, queda:

$$V_{\text{ácido}} \cdot N_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \cdot N_{\text{base}}$$

Considerando que $N = M \cdot \text{valencia}$, y que en este caso:

valencia = 2 corresponde al grupo OH^- para el Ca(OH)_2

valencia = 1 corresponde al HCl

$$N_{\text{ácido}} = M \text{ valencia} = 0,25 \cdot 1 = 0,25 \text{ N}$$

$$N_{\text{base}} = \frac{V_{\text{ácido}} \cdot N_{\text{ácido}}}{V_{\text{base}}} = \frac{15 \cdot 0,25}{20} = 0,1875 \text{ N}$$

Se calcula la molaridad real de la base:

$$M = \frac{N}{\text{valencia}} = \frac{0,1875}{2} = 0,09375 \text{ M} = 0,094 \text{ M}$$

Se calcula el porcentaje de pureza:

$$0,094 \cdot \frac{100}{0,135} = 69,63 \% \text{ de pureza en Ca(OH)}_2$$

Opción B

- 1 Se realiza la configuración electrónica de los elementos propuestos y a partir de ella se analizan las cuestiones planteadas:

Elemento	Z	Configuración fundamental	Período	Grupo
A	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	3	17
B	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	3	1
C	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	3	2

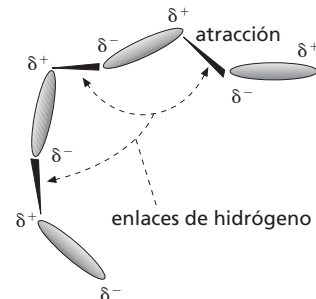
- a) **Falsa.** El elemento A es capaz de presentar distintas promociones de electrones dentro de la capa tercera ocupando distintos subniveles d y puede compartir tantos electrones con otros átomos como electrones solitarios posea en cada caso; por tanto, tiene diversas covalencias:

Configuración electrónica de la última capa			
Capa	3. ^a		
Subnivel	s	p	p
Covalencias de A	Promociones electrónicas de A en su 3. ^a capa		
Covalencia 1	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$	$\square \square \square \square \square$
Covalencia 3	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$	$\uparrow \square \square \square \square$
Covalencia 5	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow \uparrow \uparrow$	$\uparrow \uparrow \square \square \square$
Covalencia 7	\uparrow	$\uparrow \uparrow \uparrow$	$\uparrow \uparrow \uparrow \square \square$

- b) **Verdadera.** El elemento B tiene la configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, posee un solo electrón en la 3.^a capa y para obtener la configuración de gas noble (quedarse en capa completa) tenderá a ceder dicho electrón y formar, así, enlaces iónicos.
- c) **Falsa.** La configuración de C es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Aunque se desapareciera alguno de los dos electrones del orbital 3s, no terminaría de completar su capa en estructura de gas noble, por lo cual no actuará con covalencia 2.
- 2 a) **NaCl.** Sustancia constituida por un metal y un no metal halógeno. Es una red cristalina iónica estable. En las condiciones medioambientales normales es un sólido cristalino.

H₂O. Presenta enlaces covalentes polares, pues el oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno y forma un ángulo entre ellos, luego es una molécula angular polar. Sus moléculas están unidas por **enlaces de hidrógeno**, lo que le confiere una mayor estabilidad y, por tanto, algunas propiedades físicas diferentes.

A continuación, se representan los enlaces de hidrógeno que se forman en la molécula de agua:



O₂. Presenta dos enlaces covalentes apolares, pues se trata del mismo átomo. Es una molécula lineal apolar. Las fuerzas son fuerzas intermoleculares débiles de van der Waals y en condiciones medioambientales es un gas.

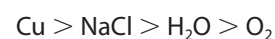
Cu. Los metales se presentan en forma atómica y dos átomos del mismo metal no pueden ni cederse ni compartir los electrones de la capa de valencia (como ocurre en los no metales), ya que de ninguna de las dos formas adquirirían estructura de gas noble para su mayor estabilización.

Los átomos se encuentran ordenados en el espacio de la forma más compacta posible (dependerá de sus respectivos volúmenes) formando redes cristalinas. En condiciones medioambientales es un sólido.

Por tanto, las uniones más fuertes entre moléculas son:

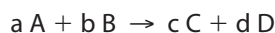
red cristalina metálica > red cristalina iónica > enlaces de hidrógeno > fuerzas intermoleculares de van der Waals

La fusión es el paso de sólido a líquido, donde las moléculas poseen mayor libertad. Este paso se realiza aportando al sistema energía calorífica. De ello, se deduce que los puntos de fusión variarán en el mismo orden, por tanto:



- b) De acuerdo con lo analizado anteriormente, se deduce que:
- Cu: red cristalina constituida por átomos.
 - NaCl: red cristalina constituida por iones.
 - H₂O: red cristalina constituida por moléculas (a temperaturas menores de 273 K y $p = 1$ atm).
 - O₂: red cristalina constituida por moléculas (a muy baja temperatura, 52 K, y $p = 1$ atm).

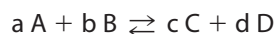
3 a) Falsa. Para cualquier reacción del tipo:



La ecuación general de la velocidad de reacción viene dada por la expresión $v = k [A]^\alpha [B]^\beta$, donde α y β son los respectivos órdenes de reacción, que, en general, no están relacionados con los coeficientes estequiométricos y se determinan de forma experimental, y la constante $k = A' e^{-E_a/RT}$, donde el factor A' de frecuencia suele depender también de la temperatura y E_a es la energía de activación (**ecuación de Arrhenius**).

Por todo ello, las concentraciones de los reactivos no influyen por igual, pues eso dependerá de los valores que tomen α y β en cada reacción.

b) Verdadera. Para cualquier reacción en equilibrio del tipo:



La constante cinética del equilibrio depende de las concentraciones, ya que:

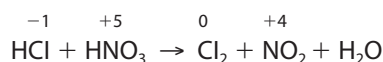
$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Por tanto, las unidades de la misma vendrán determinadas por los valores concretos de los coeficientes estequiométricos de cada equilibrio.

4 La reacción del enunciado:



Se identifica el elemento o elementos que se oxidan y los que se reducen:

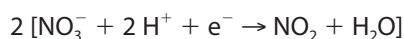


Se escribe de forma separada cada uno de los procesos de oxidación y de reducción y se ajustan el número de átomos de cada elemento y la carga de las especies:

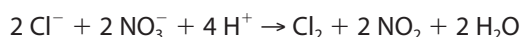
- Semirreacción de oxidación (pérdida de electrones):



- Semirreacción de reducción (ganancia de electrones):



Sumando ambas semirreacciones:



De los 4 H^+ se adjudican 2 a cada ácido:



Una vez ajustada, calculamos el volumen de cloro a partir de los moles de HCl:



Masas moleculares (uma)	36,5		71		
Moles reaccionantes (g)	2	2	1	2	2

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = MV = 12 \text{ mol/L} \cdot 0,2 \text{ L} = 2,4 \text{ mol de HCl}$$

$$2,4 \text{ mol de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{2 \text{ mol de HCl}} = 1,2 \text{ mol de Cl}_2 \text{ se producen}$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1,2 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 373 \text{ K}}{1,5 \text{ atm}} = 24,47 \text{ L}$$

Se obtienen 24,47 L de Cl_2 medidos a 1,5 atm y 100 °C.

5 Escribimos la reacción y las concentraciones en el equilibrio:

	$H_2O(g)$	$+ CO(g)$	\rightleftharpoons	$CO_2(g)$	$+ H_2(g)$
$n_{\text{equilibrio}}$	0,20	0,20		0,40	0,40
$[]_{\text{equilibrio}}$	0,20	0,20		0,40	0,40

Cálculo de las concentraciones en el equilibrio y de K_c :

$$[H_2O] = 0,2/1 = 0,2 \text{ M}$$

$$[CO] = 0,2/1 = 0,2 \text{ M}$$

$$[CO_2] = 0,4/1 = 0,4 \text{ M}$$

$$[H_2] = 0,4/1 = 0,4 \text{ M}$$

$$K_c = \frac{[CO_2][H_2]}{[H_2O][CO]} = \frac{0,4 \cdot 0,4}{0,2 \cdot 0,2} = 4$$

Al añadir CO y CO_2 , la nueva mezcla queda como se resume en la siguiente tabla:

	$H_2O(g)$	$+ CO(g)$	\rightleftharpoons	$CO_2(g)$	$+ H_2(g)$
$n_{\text{equilibrio}}$	0,2	0,2		0,4	0,4
$n_{\text{añadidos}}$				0,4	—
n_{mezcla}	0,2	0,6		0,8	0,4

Como la temperatura es siempre la misma, el valor de la K_c permanecerá constante.

Se calcula el cociente de reacción para la nueva mezcla si $Q_c = K_c$ (están en equilibrio) y si son diferentes, en cuyo caso la nueva mezcla evolucionará hasta igualarlas:

$$Q_c = \frac{[CO_2][H_2]}{[H_2O][CO]} = \frac{0,8 \cdot 0,4}{0,2 \cdot 0,6} = 2,6 \approx 2,7$$

Como $Q_c < K_c$, la mezcla evolucionará en el sentido en que se llegue hasta $K_c = 4$.

Por la estequiometría de la reacción, reaccionarán x mol de cada reactivo y se generarán x mol de cada producto. El proceso se puede resumir en la siguiente tabla:

	$H_2O(g)$	$+ CO(g)$	\rightleftharpoons	$CO_2(g)$	$+ H_2O(g)$
$n_{\text{equilibrio}}$	0,2	0,2		0,4	0,4
$n_{\text{añadidos}}$	—	0,4		0,4	—
n_{mezcla}	0,2	0,6		0,8	0,4
$n_{\text{reaccionan}}$	x	x		—	—
n_{formados}	—	—		x	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,2-x$	$0,6-x$		$0,8+x$	$0,4+x$
$[]_{\text{equilibrio}}$	$\frac{(0,2-x)}{1}$	$\frac{(0,6-x)}{1}$		$\frac{(0,8+x)}{1}$	$\frac{(0,4+x)}{1}$

Se plantea el valor de la constante referida a las nuevas concentraciones en el equilibrio y, a partir de ella, se obtiene el valor de x .

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}]} = \frac{(0,8 + x)(0,4 + x)}{(0,2 - x)(0,6 - x)} = 4$$

Simplificando, queda:

$$3x^2 - 4,4x + 0,16 = 0$$

Resolviendo la ecuación anterior, resulta:

$$x = 0,0373$$

$$[\text{CO}] = \frac{0,6 - x}{1} = \frac{0,6 - 0,0373}{1} = \frac{0,5627}{1} = 0,563 \text{ M}$$

La nueva concentración del CO es 0,563 M.

Se puede calcular el resto de las concentraciones, y comprobar que se obtiene con ellos la misma K_c .