

OPCION-A

- A1. En una bomba calorimétrica de 2 L de volumen constante, se introducen a 25°C 2'0 g de oxígeno y 0'48 g de carbono. Calcule, al término de la reacción, la masa de dióxido de carbono formado y la presión final del recipiente a 25°C. Datos: $R=0'082 \text{ atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K}$; masas atómicas: oxígeno=16'0, carbono=12'0.
- A2. Identifique y justifique el tipo de fuerzas intermoleculares que se producirán entre las moléculas de amoníaco y agua. Datos: números atómicos, oxígeno=8; nitrógeno=7; hidrógeno=1
- A3. *i)* Calcule la entalpía de disolución del cloruro de sodio en agua e indique si se trata de un proceso exotérmico:
$$\text{NaCl (s)} \rightleftharpoons \text{Na}^+ (\text{ac}) + \text{Cl}^- (\text{ac}).$$
ii) Deduzca si el proceso anterior es espontáneo en condiciones estándar.
Datos: $\Delta H_{\text{NaCl(s)}}^\circ = -411'0 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_{\text{Na}^+(\text{ac})}^\circ = -239'7 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_{\text{Cl}^-(\text{ac})}^\circ = -167'4 \text{ kJ/mol}$.
 $S_{\text{NaCl(s)}}^\circ = +72 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$; $S_{\text{Na}^+(\text{ac})}^\circ = +60 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$; $S_{\text{Cl}^-(\text{ac})}^\circ = +55 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$
- A4. Una disolución 0'01 M de un ácido monoprótico (HA) presenta un pH= 3'45. Calcule su grado de disociación y el valor de K_a .
- A5. Describa qué es una reacción de sustitución en química orgánica y ponga dos ejemplos.

OPCION-B

- B1. Valoramos 10 ml de una disolución de hidróxido de potasio con ácido sulfúrico 0'03 N hasta su conversión completa en sulfato de potasio. Calcule: *i)* El número de moles y equivalentes de hidróxido de potasio presentes en la disolución inicial sabiendo que contiene 2'02 g/L de soluto. *ii)* El volumen de ácido gastado en la valoración y los moles y equivalentes de ácido consumidos en ella.
Datos: masas atómicas potasio=39'1, oxígeno=16'0, hidrógeno=1'0.
- B2. *i)* Explique las moléculas de nitrógeno y fluoruro de hidrógeno a la luz de la Teoría del enlace valencia. *ii)* Describa los enlaces tipo σ o π presentes en ellas. Datos: números atómicos, fluor=9; nitrógeno=7; hidrógeno=1.
- B3. Se ha hallado experimentalmente que la reacción $2 \text{NO (g)} + \text{Cl}_2 \text{(g)} \rightarrow 2 \text{NOCl (g)}$ presenta la siguiente ecuación de velocidad $v = k[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2]$. El mecanismo propuesto consta de dos etapas:
Etapa 1: $\text{NO (g)} + \text{Cl}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{NOCl}_2 \text{(g)}$. Etapa 2: $\text{NO (g)} + \text{NOCl}_2 \text{(g)} \rightarrow 2 \text{NOCl (g)}$.
i) Justifique cual es la etapa lenta de la reacción. *ii)* Calcule la molecularidad de la etapa rápida y el orden de la reacción global. *iii)* Prediga como conseguiría mayor aumento de la velocidad: duplicando la concentración inicial de NO o duplicando la de Cl_2 .
- B4. Explique el funcionamiento de los indicadores en las valoraciones ácido-base. Ponga un ejemplo de indicador con viraje en pH ácido y otro con viraje en pH básico.
- B5. La pila de combustible de hidrógeno apunta como posible sustituto de los motores actuales basados en combustibles derivados del petróleo. En una de sus variantes se usan electrodos de oxígeno e hidrógeno usando como electrólito hidróxido de potasio. *i)* Ajuste las semirreacciones de electrodo en medio básico:
$$\text{O}_2 + \dots \rightleftharpoons \text{OH}^- \qquad \text{H}_2 + \dots \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$$
ii) Identifique que electrodo ejercerá de cátodo. *iii)* Calcule el potencial estándar de la pila. *iv)* Expresé la reacción global de la pila. Datos: $E_{\text{O}_2/\text{OH}^-}^\circ = +0'40 \text{ V}$; $E_{\text{H}_2/\text{H}_2\text{O}}^\circ = -0'83 \text{ V}$

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

Opción A

1 Las condiciones de trabajo son:

$$V = 2 \text{ L y } T = 25 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$$

M (uma)	32	12		44
Reacción	$\text{O}_2 \text{ (g)} + \text{C} \text{ (s)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)}$			
$m_{\text{reaccionante}}$ (gramos)	32	12		44
Datos (gramos)	2,0	0,48		¿m?

Nota: Este ejercicio se puede resolver de dos formas, mediante el n.º de moles o por masas reaccionantes.

Por moles

$$n_{\text{O}_2} = \frac{m}{M} = \frac{2 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,0625 \text{ mol de O}_2$$

$$n_{\text{C}} = \frac{m}{M} = \frac{0,48 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 0,04 \text{ mol de C}$$

Como la estequiometría de la reacción es mol a mol, el reactivo limitante es el C, que está en menor cantidad.

Reaccionan los 0,04 mol de C, que consumen la misma cantidad de moles de O_2 y producen 0,04 mol de CO_2 . Por tanto, sobran:

$$0,0625 - 0,04 = 0,0225 \text{ mol de O}_2$$

Resumen del proceso				
Reacción	$\text{O}_2 \text{ (g)}$	$+ \text{C} \text{ (s)}$	\rightarrow	$\text{CO}_2 \text{ (g)}$
Moles iniciales	0,0625	0,04		—
Moles reaccionantes	0,04	0,04		—
Moles producidos	—	—		0,04
Moles sobrantes	0,0225	0		0,04
Moles gaseosos finales	$0,0225 + 0,04 = 0,0625$			

Calculamos la presión final:

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{0,0625 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} (25 + 273) \text{ K}}{2 \text{ L}} = 0,7636 \text{ atm}$$

Por masas reaccionantes

Calculamos el reactivo limitante:

$$0,48 \text{ g de C} \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{12 \text{ g de C}} = 1,28 \text{ g de O}_2$$

Como se parte de 2 g de O_2 , se consumen 1,28 g y sobran $2 - 1,28 = 0,72 \text{ g de O}_2$. Por tanto, el reactivo limitante es el C.

La cantidad de C formado se calcula partiendo del reactivo limitante:

$$0,48 \text{ g de C} \cdot \frac{44 \text{ g de CO}_2}{12 \text{ g de C}} = 1,76 \text{ g de CO}_2$$

Al final de la combustión existen 1,76 g de CO_2 y 0,72 g de O_2 , ambos en estado gaseoso, que ocupan los 2 L del recipiente.

Para calcular la presión final se utiliza la ley de los gases ideales:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{m}{M} = \frac{0,72 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,0225 \text{ mol de O}_2$$

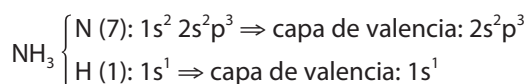
$$n_{\text{CO}_2} = \frac{m}{M} = \frac{1,76 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 0,04 \text{ mol de CO}_2$$

$$n_{\text{total}} = 0,04 \text{ mol} + 0,0225 \text{ mol} = 0,0625 \text{ mol}$$

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{0,0625 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} (25 + 273) \text{ K}}{2 \text{ L}} = 0,7636 \text{ atm}$$

2 Se realiza un estudio de las moléculas propuestas en el enunciado, según Lewis y aplicando la teoría RPCEV.

Molécula de NH_3



N.º de huecos en la capa de valencia $\overset{\text{huecos del N}}{8} \cdot 1 + \overset{\text{huecos del H}}{2} \cdot 3 = \overset{\text{total de huecos}}{14}$

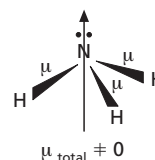
N.º de electrones en la capa de valencia $\overset{e^- \text{ del N}}{5} \cdot 1 + \overset{e^- \text{ del H}}{1} \cdot 3 = \overset{\text{total de electrones}}{8}$

N.º de electrones compartidos

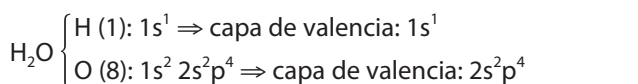
$$\overset{\text{huecos}}{14} - \overset{e^-}{8} = 6 \Rightarrow \frac{6}{2} = 3 \text{ pares compartidos}$$

N.º de e^- sin compartir $\overset{e^- \text{ existentes}}{8} - \overset{e^- \text{ compartidos}}{6} = 2 \Rightarrow \frac{2}{2} = 1$ par sin compartir

Polaridad: Se trata de una molécula piramidal donde los momentos dipolares van en distinta dirección y el resultado final de la suma de los vectores $\vec{\mu}$ tiene un determinado valor, por tanto es **polar**.



Molécula de H₂O



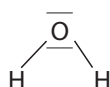
N.º de huecos en la capa de valencia $\frac{\text{huecos del H}}{2 \cdot 2} + \frac{\text{huecos del O}}{8 \cdot 1} = \frac{\text{total de huecos}}{12}$

N.º de electrones en la capa de valencia $\frac{e^- \text{ del H}}{1 \cdot 2} + \frac{e^- \text{ del O}}{6 \cdot 1} = \frac{\text{total de electrones}}{8}$

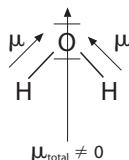
N.º de electrones compartidos $\frac{\text{huecos}}{12} - \frac{e^-}{8} = 4 \Rightarrow \frac{4}{2} = 2 \text{ pares compartidos}$

N.º de e⁻ sin compartir $\frac{e^- \text{ existentes}}{8} - \frac{e^- \text{ compartidos}}{4} = 4 \Rightarrow \frac{4}{2} = 2 \text{ pares sin compartir}$

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 O se sitúa como átomo central:

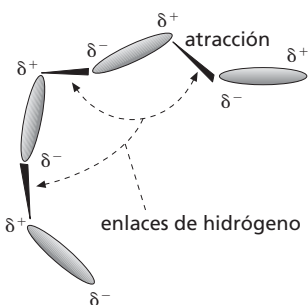


Polaridad: Se trata de una molécula angular en la que los momentos dipolares tienen distinta dirección y, por tanto, el momento dipolar total tiene un determinado valor, luego la molécula es **polar**.

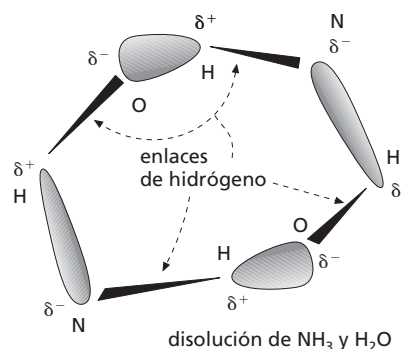


Ambas moléculas presentan alta polaridad y, además, el H está unido a átomos de pequeño tamaño con alta electronegatividad como el O y el N. En estas condiciones se producen fuerzas intermoleculares provocadas por una atracción eléctrica entre el polo positivo de una molécula (átomos de H) y el polo negativo de otra (átomo de O o de N). Dichas fuerzas intermoleculares se denominan **enlaces de hidrógeno**.

Este tipo de atracción provoca una estabilidad especial en las moléculas que lo poseen.



Como el NH₃ y el H₂O se caracterizan por tener enlaces de hidrógeno, si mezclamos ambos también aparecen dichas fuerzas entre ambas moléculas, luego el NH₃ es soluble en H₂O.



3 Los datos que nos proporciona el enunciado son los siguientes:

	NaCl (s) ⇌ Na ⁺ (ac) + Cl ⁻ (ac)		
ΔH° (kJ/mol)	-411,0	-239,7	-167,4
ΔS° (J/mol K)	+72	+60	+55

i) Se calcula la entalpía de disolución y su signo nos indicará si el proceso es exotérmico o endotérmico:

$$\Delta H_d^\circ = \sum \Delta H(P) - \sum \Delta H(R) =$$

$$= [(-239,7) + (-167,4)] - (-411,0) = +3,9 \text{ kJ/mol}$$

Como ΔH° > 0, el proceso es endotérmico.

ii) La espontaneidad de la reacción se determina mediante la ecuación ΔG° = ΔH° - TΔS°. Si ΔG° < 0, el proceso es espontáneo.

Calculamos la variación de entropía:

$$\Delta S_d^\circ = \sum \Delta S(P) - \sum \Delta S(R) =$$

$$= [(+60) + (+55)] - (+72) = +43 \text{ J/mol K}$$

Teniendo en cuenta los valores obtenidos y las unidades de ambas funciones, se tiene que:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ =$$

$$= [3,9 \cdot 10^3 \text{ J/mol}] - 298 \text{ K} \cdot (43 \text{ J/mol K}) = -8914 \text{ J/mol}$$

Como ΔG° < 0, el proceso es espontáneo.

4 Se plantea el equilibrio de disociación y las concentraciones en el equilibrio:

HA	+	H ₂ O	⇌	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
c(1 - α)				cα		cα

Como pH = -log [H₃O⁺] ⇒ [H₃O⁺] = Antilog [-pH], tenemos que:

$$\text{pH} = 3,45 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \text{Antilog} [-3,45] = 3,55 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Por el equilibrio de disociación se cumple que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha = 3,55 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Como el valor de la concentración se conoce por el enunciado, c = 0,01 M, entonces:

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c} = \frac{3,55 \cdot 10^{-4}}{0,01} = 0,0355 \Rightarrow \alpha = 3,55 \%$$

$$K_c = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1 - \alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0,01 \cdot 0,0355^2}{1 - 0,0355} = 1,307 \cdot 10^{-5}$$

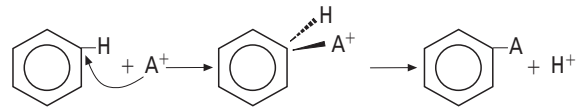
5 Una **reacción de sustitución** es aquella en la que un átomo o grupo de átomos de una molécula (denominada sustrato) es reemplazado por otro átomo o grupo de átomos de otra molécula (denominada reactivo). En general:



Este tipo de reacciones se producen con:

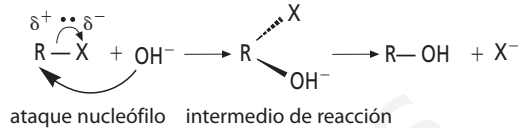
- **Reactivos electrófilos**, que son los que atacan zonas de alta densidad electrónica (enlaces π): **sustitución electrófila**.
- **Reactivos nucleófilos**, que son los que atacan al núcleo, zona de alta densidad de carga positiva: **sustitución nucleófila**.

Ejemplo de sustitución electrófila:



ataque electrófilo al doble enlace intermedio de reacción

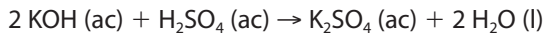
Ejemplo de sustitución nucleófila:



ataque nucleófilo intermedio de reacción

Opción B

1 La reacción de neutralización es:



i) Calculamos los moles y los equivalentes que contienen los 10 mL de disolución de KOH:

$$M_{\text{KOH}} = 56,1 \text{ uma}$$

$$2,02 \text{ g/L} \cdot 10 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,0202 \text{ g de KOH}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,0202 \text{ g}}{56,1 \text{ g/mol}} = 3,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol de KOH}$$

masa de un equivalente químico =

$$= \frac{\text{masa molecular}}{\text{n.º de iones OH}^- (\text{valencia})} = \frac{56,1}{1} = 56,1 \text{ g}$$

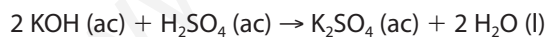
Es decir, la $M_{\text{eq}} = 56,1 \text{ g}$, pues el KOH posee un grupo OH^- .

n.º de equivalentes químicos =

$$= \frac{\text{n.º de gramos}}{M_{\text{eq}}} = \frac{0,0202 \text{ g}}{56,1 \text{ g/Eq}} = 3,6 \cdot 10^{-4} \text{ Eq}$$

Los 10 mL de KOH contienen $3,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 3,6 \cdot 10^{-4}$ equivalentes químicos.

ii) Partimos de la reacción de neutralización:



Calculamos los moles y los gramos de ácido que se consumen:

$$3,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol de KOH} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol de KOH}} =$$

$$= 1,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

$$1,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} =$$

$$= 0,01764 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Calculamos los equivalentes químicos de ácido que hay en los 0,01764 g de H_2SO_4 consumidos:

masa de un equivalente químico =

$$= \frac{\text{masa molecular}}{\text{n.º de iones H}^+ (\text{valencia})} = \frac{98}{2} = 49 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

n.º de equivalentes químicos =

$$= \frac{\text{n.º de gramos}}{M_{\text{eq}}} = \frac{0,01764 \text{ g}}{49 \text{ g/Eq}} = 3,6 \cdot 10^{-4} \text{ Eq}$$

Se consumen $1,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ de H_2SO_4 , que son $3,6 \cdot 10^{-4}$ equivalentes químicos.

Hallamos el volumen consumido a partir de la concentración normal:

$$N = \frac{\text{n.º de Eq}}{V} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow V = \frac{\text{n.º de Eq}}{N} = \frac{3,6 \cdot 10^{-4} \text{ Eq}}{0,03 \text{ Eq/L}} = 0,012 \text{ L} = 12 \text{ mL}$$

Es decir, se consumen 12 mL de ácido 0,03 N.

Otra forma de resolverlo

Se trata de una volumetría de neutralización donde el número de equivalentes químicos del ácido se iguala al número de equivalentes químicos de la base, es decir:

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

Se calcula la normalidad de la base partiendo de los equivalentes químicos que contienen los 10 mL de KOH utilizados (cálculo realizado al comienzo del ejercicio = $3,6 \cdot 10^{-4} \text{ Eq}$):

$$N = \frac{\text{n.º de Eq}}{V} = \frac{3,6 \cdot 10^{-4} \text{ Eq}}{10 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,036 \text{ N}$$

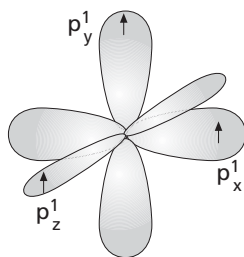
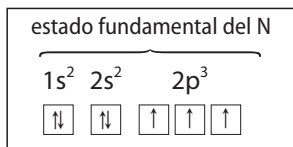
$$V_{\text{ácido}} = \frac{N_{\text{base}} V_{\text{base}}}{N_{\text{ácido}}} =$$

$$= \frac{0,036 \text{ N} \cdot 10 \text{ cm}^3}{0,03 \text{ N}} = 12 \text{ cm}^3$$

Es decir, se consumen 12 mL de ácido 0,03 N.

2 Molécula de N_2

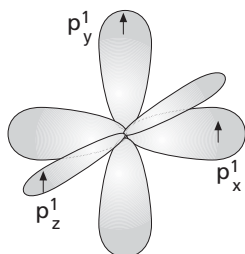
El nitrógeno, en su estado fundamental, posee tres electrones desapareados en el orbital 2p, como se explicita en el diagrama de cajas y en el esquema siguientes:



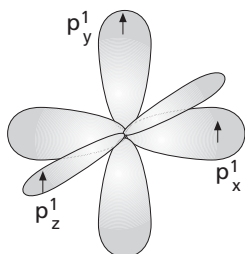
3 orbitales 2p
capa de valencia del N

Cuando dos átomos de N se acercan, se solapan los orbitales p de cada uno y se produce un solapamiento frontal, que da lugar a un enlace σ , y dos solapamientos laterales, que dan lugar a dos enlaces π perpendiculares entre sí. El fenómeno se ilustra en las siguientes figuras.

- Aproximación de dos átomos de N:



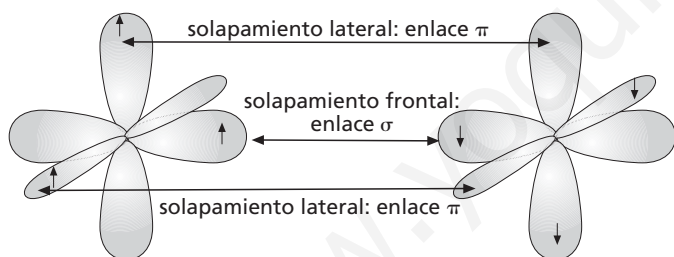
3 orbitales 2p
capa de valencia del N



3 orbitales 2p
capa de valencia del N

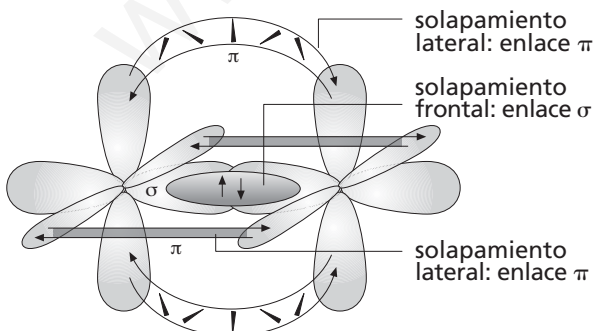
- Solapamientos producidos:

los orbitales p de ambos átomos se solapan



- Enlaces producidos (nubes electrónicas en los ejes X, Y, Z):

los orbitales p de ambos átomos se solapan



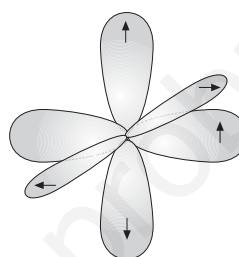
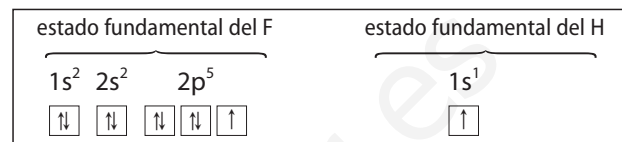
El N_2 es una molécula covalente, con un enlace σ y dos enlaces π .



Como ambos átomos de N poseen la misma electronegatividad, no se produce desplazamiento de las nubes electrónicas, que están equidistantes de los núcleos atómicos; por tanto, no presenta ningún momento dipolar. Es una molécula **apolar**.

Molécula de HF

El flúor, en su estado fundamental, posee un electrón desapareado en el orbital 2p, y el hidrógeno, en el orbital 1s, tal y como se expone en los siguientes diagramas de cajas y esquemas:



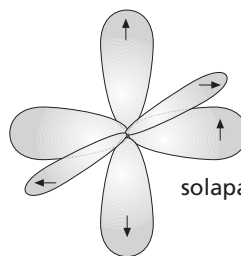
capa de valencia del F



capa de valencia del H

Cuando un átomo de F se aproxima a uno de H, se solapan frontalmente un orbital p (que tiene un electrón desapareado) del F con el orbital 1s del átomo de H y dan lugar a un enlace σ . El fenómeno se ilustra en las siguientes figuras.

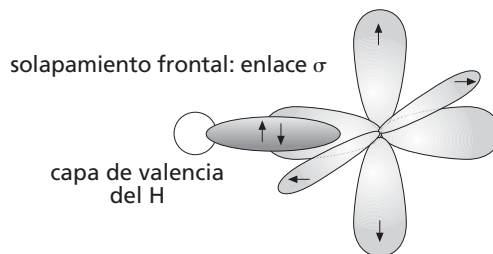
- Aproximación de un átomo de F y otro de H:



capa de valencia del F

capa de valencia del H

- Solapamiento frontal de los orbitales p y s:



solapamiento frontal: enlace σ

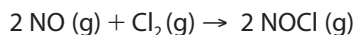
capa de valencia del H

capa de valencia del F

El HF es una molécula covalente con un enlace σ que presenta polaridad diferente de cero, pues el átomo de flúor es más electronegativo que el átomo de hidrógeno y atrae hacia sí el par de electrones compartido. Por ello, se crea un momento dipolar diferente de cero.



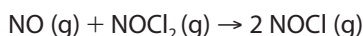
- 3 i) La etapa que marca la velocidad de una reacción es la más lenta y viene determinada por la expresión de velocidad. En este caso:



$$v = k [\text{NO}][\text{Cl}_2]$$

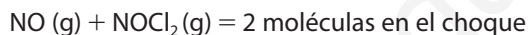
La etapa lenta es la 1.ª, $\text{NO} (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{NOCl}_2 (\text{g})$, pues es la concentración de sus reactivos la que aparece en la expresión de la velocidad de reacción.

- ii) La etapa rápida es la 2.ª:



La **molecularidad** es el número de moléculas que confluyen en un choque para que se forme el complejo activado y se produzca la reacción. Solo se puede conocer de forma experimental: los choques más frecuentes se producen entre dos moléculas (bimolecularidad); los producidos entre tres moléculas en choque simultáneo son poco frecuentes, y los más difíciles de encontrar son los choques de más de tres moléculas, pues la probabilidad de que confluyan disminuye a medida que se consideran más moléculas para un choque simultáneo.

En las reacciones elementales puede darse el caso de que coincida el número de moléculas que confluyen en el choque con los coeficientes estequiométricos de los reactivos; por tanto, si se supone que en un solo choque están todas las moléculas de los reactivos, la molecularidad es:



Observa que $v = k [\text{A}]^\alpha [\text{B}]^\beta$, siendo los exponentes los respectivos órdenes de reacción, que en general no coinciden con los coeficientes estequiométricos y se determinan de forma experimental. Sin embargo, para reacciones elementales se puede decir que $v = k [\text{A}]^\alpha [\text{B}]^\beta$.

Por todo ello, como $v = k [\text{NO}][\text{Cl}_2]$:

- El orden respecto de NO es 1.
- El orden respecto de Cl₂ es 1.

El orden total de la reacción (suma de los órdenes respecto de cada reactivo) = 1 + 1 = 2

- iii) Como $v = k[\text{NO}][\text{Cl}_2]$ y los exponentes de ambas concentraciones son iguales a 1, ambas concentraciones influyen por igual en la velocidad de reacción; por tanto, duplicando cualquiera de las dos, la velocidad será mayor:

$$v_2 = k (2[\text{NO}])([\text{Cl}_2])$$

$$v_3 = k [\text{NO}] (2[\text{Cl}_2])$$

$$v_4 = k (2[\text{NO}]) (2[\text{Cl}_2])$$

Donde v_2 y v_3 son mayores que v ; y si duplicamos ambas concentraciones: $v_4 > v$.

- 4 Los **indicadores químicos** son ácidos o bases débiles cuya forma disociada tiene diferente color que la forma sin disociar. Esta propiedad ocurre por el desplazamiento hacia una forma más o menos disociada, que hace que en el sistema se modifique la absorción energética de las longitudes de onda del espectro visible y, con ello, el color del mismo.

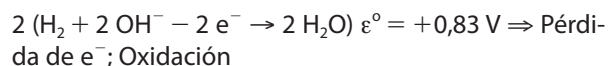
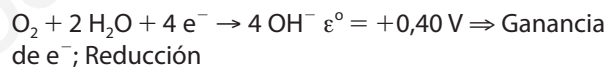
Se puede establecer el equilibrio de la siguiente forma:

HIn (ac) + H ₂ O (l) ⇌		In ⁻ (ac) +	H ₃ O ⁺ (ac)
Ácido 1	Base 2	Base 1 Conjugada del ácido1	Ácido 2 Conjugado de la base 2
Color 1		Color 2	

Como los indicadores tienen diferentes constantes de equilibrio, cambian de color en distintos intervalos de pH:

Indicador	Color ácido	pH aproximado para el viraje	Color básico
naranja de metilo	rojo	3,1 – 4,4	amarillo naranja
fenolftaleína	incoloro	8,2 – 9,8	violeta/rosa

- 5 i) Las semirreacciones que se establecen son:



- ii) El electrodo que ejerce de cátodo es donde se produce la reacción de reducción. En el ánodo se produce la oxidación.

- iii) El potencial estándar de la pila es la suma de los potenciales de las semirreacciones:

$$\varepsilon^\circ = 0,40 \text{ V} + 0,83 \text{ V} = +1,23 \text{ V}$$

La reacción es espontánea.

- iv) La reacción global de la pila es:

