

ADVERTENCIA



- Toma LÁPIZ y PAPEL y trabaja tomando apuntes como si estuvieras en una clase presencial.
- No seas un alumno PASIVO, como el espectador de una película, sino un alumno ACTIVO.

www.angelcuesta.com

Edición de vídeo: Vanessa Quintana

Fotografía y vídeo.

©Angel Cuesta Arza

ÁNGEL CUESTA
Tu profesor en la red
SUSCRÍBETE

Cuestión 1

a) Dibuje la estructura de Lewis de la molécula CH_2Cl_2, prediga su geometría prevista por el modelo RPECV e indique si es una molécula polar o apolar.

Datos: Números atómicos: Z(H) = 1; Z(C) = 6; Z(Cl) = 17.

Solución:

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

H (Z=1): $1s^1$ ⟶ 1 electrón de valencia

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

Cl(Z=17): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ ⟶ 7 electrones de valencia

Comienzo con la representación de la estructura de Lewis.

La estructura de Lewis es una **representación** que muestra los pares de electrones, en guiones o puntos, de los enlaces que hay entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir.

De forma general, las moléculas covalentes cumplen la regla del octeto, es decir, los átomos que las forman **tienen tendencia a tener 8 electrones en su capa de valencia**. Aunque hay excepciones como el hidrógeno o el boro (que llenan su capa de valencia con 2 y 6 electrones respectivamente).

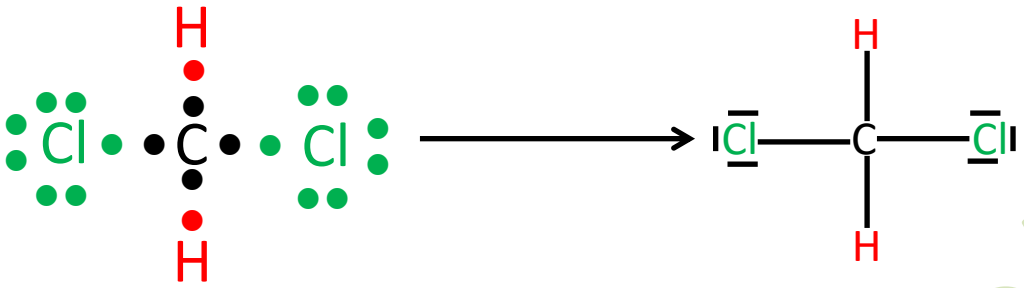
www.angelcuesta.com

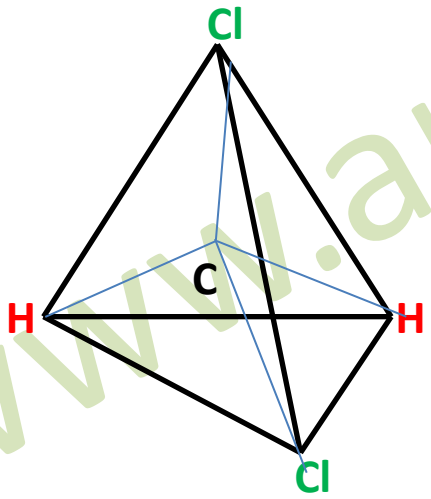
©Angel Cuesta Arza

Cuestión 1

CH_2Cl_2

En este caso, el carbono es el átomo central. Y como necesita compartir cuatro electrones para completar la capa de valencia, lo hace con los átomos de cloro e hidrógeno. Comparte un electrón con cada átomo de cloro y así el cloro también completa su capa de valencia. Lo mismo ocurre con el hidrógeno. Hay que tener en cuenta que el hidrógeno completa su capa de valencia con sólo dos electrones.





Para estudiar la geometría, utilizaremos la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia, que dice lo siguiente.

Los pares de electrones de valencia alrededor de un átomo se repelen mutuamente, y por lo tanto, adoptan una disposición espacial que minimiza esta repulsión.

Debido a que hay 4 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición tetraédrica (disposición que minimiza la repulsión). Por ello la geometría molecular es **tetraédrica.**

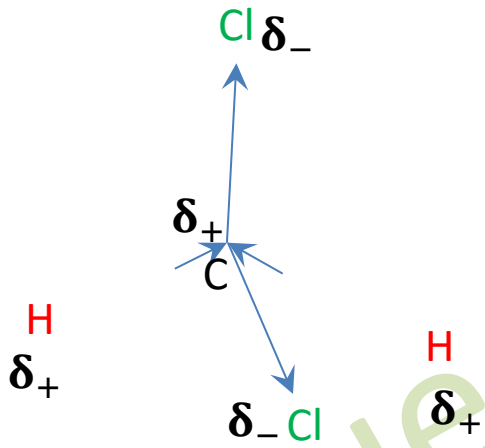
www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 1

En cuanto a la polaridad, una molécula es apolar **si la suma de sus momentos dipolares es 0**.

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



www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 1

b) Formule o nombre, según convenga, los siguientes compuestos:

Butanal — Compuesto orgánico de la familia de los Aldehidos. Su formula general es R–CHO

Como utiliza el prefijo but, tiene 4 carbonos en la cadena principal.

Por lo tanto su fórmula es: **$CH_3CH_2CH_2CHO$**.

2-penteno — Compuesto orgánico de la familia de los alquenos. Posee un doble enlace C=C.

Como tiene el prefijo pent, tiene 5 carbonos.

Por lo tanto su fórmula es **$CH_3CH{=}CHCH_2CH_3$**.

$NaHCO_3$ — Compuesto inorgánico que proviene de los iones Sodio (1+) e hidrógenocarbonato (1–)

$$Na^+ + (HCO_3)^- \longrightarrow NaHCO_3$$

El ion hidrógeno carbonato se obtiene a partir del ácido carbónico (H_2CO_3). Al perder un H^+, se transforma en hidrógenocarbonato. Y así forma un compuesto iónico con el ion sodio.

El nombre del compuesto es **hidrógenocarbonato de sodio**

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 1

Ácido sulfuroso

Compuesto inorgánico de la familia de los oxoácidos.

El azufre es el átomo central y como tiene 3 posibles estados de oxidación, la terminación –oso nos indica que se debe utilizar el estado de oxidación (IV).

S(II) –hipo…oso; S(IV) –oso; S(VI) –ico;

Podemos obtener el oxoácido correspondiente sumándole agua al óxido que se forma con el azufre.

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow \boxed{H_2SO_3}$$

$PbCl_2$

Compuesto inorgánico que proviene de los iones Plomo (2+) y cloruro (1−)

$$Pb^{2+} + Cl^- \longrightarrow PbCl_2$$

Este tipo de compuesto es una sal binaria, de tipo iónico.

El nombre del compuesto es **dicloruro de plomo o cloruro de plomo(II)**.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 2

a) Escriba la configuración electrónica del estado fundamental de los átomos C(Z = 6) y Cl(Z = 17).

b) Ordene según su radio atómico creciente los átomos siguientes: Na(Z=11), P(Z=15), S(Z=16) y K(Z=19).

Solución:

La configuración electrónica la obtendremos aplicando la regla de Moeller.

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

Cl(Z=17): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ ⟶ 7 electrones de valencia

El **radio atómico** representa la distancia que existe entre el núcleo y la capa de valencia (la más externa).

Para justificar la ordenación, en primer lugar escribiré las configuraciones electrónicas de los átomos.

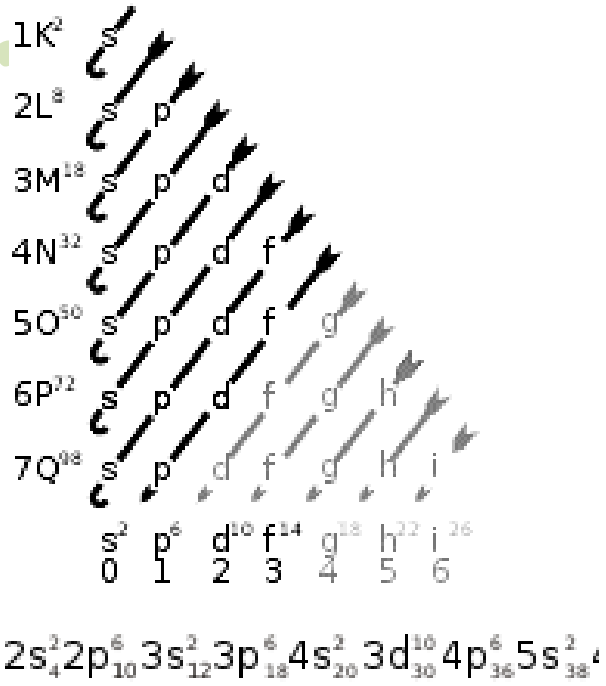
Na(Z=11): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

P(Z=15): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$

S(Z=16): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$

K(Z=19): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ ⟵ Cuarto Período

Fuente: Wikipedia



$1s^2_2\ 2s^2_4 2p^6_{10} 3s^2_{12} 3p^6_{18} 4s^2_{20} 3d^{10}_{30} 4p^6_{36} 5s^2_{38}$

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 2

El elemento del cuarto período (K) es el de mayor radio atómico porque tiene un mayor número de capas.

Por otro lado, se comparan los elementos del mismo período. A mayor número de protones, mayor será la carga nuclear y por lo tanto mayor será la atracción a los electrones de la última capa. Esa mayor fuerza de atracción provoca un menor radio atómico.

Por ello, siguiendo este razonamiento: R(S)<R(P)<R(Na)

Y así podemos terminar el ejercicio: **R(S)<R(P)<R(Na)<R(K).**

Na(Z=11): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
P(Z=15): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
S(Z=16): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
K(Z=19): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 3

La lámpara de carburo es un invento español de 1897 (Enrique Alexandre, Barcelona) que se basa en la reacción entre el carburo de calcio y el agua para producir acetileno que genera una llama muy luminosa al quemarse. Dada la ecuación química ajustada:

$$CaC_2\,(s) + 2\,H_2O\,(l) \rightarrow Ca(OH)_2\,(s) + C_2H_2\,(g)$$

a) Calcule el volumen (en litros), medido a 20 °C y 1 atm de presión, de C_2H_2 que se obtiene al reaccionar 12 g de CaC_2.

El acetileno producido en la reacción anterior se quema según la ecuación química siguiente:

$$2\,C_2H_2\,(g) + 5\,O_2\,(g) \rightarrow 4\,CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(g) \quad \Delta H^o = -620\ kcal$$

b) Calcule la energía desprendida (en kcal) al quemar el acetileno obtenido en el apartado anterior.

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12; O = 16, Ca = 40.
R = 0,082 atm·L·K^{-1}·mol^{-1}.

Solución: Se necesita calcular el número de moles de carburo de calcio, para ello necesito conocer su masa molecular relativa:

$$M_r(CaC_2) = M_r(Ca) + 2 \cdot M_r(C) = 40 + 2 \cdot 12 = 64\ g/mol$$

Ahora ya puedo calcular los moles que hay en 12 gramos de carburo de calcio:

$$n = \frac{m}{M_r} = \frac{12}{64} = 0'1875\ mol\ de\ carburo\ de\ calcio$$

©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com

Cuestión 3

a) Calcule el volumen (en litros), medido a 20 °C y 1 atm de presión, de C_2H_2 que se obtiene al reaccionar 12 g de CaC_2.

$$CaC_2\ (s) + 2\ H_2O\ (l) \rightarrow Ca(OH)_2\ (s) + C_2H_2\ (g)$$

$0'1875\ mol$ $\qquad\qquad$ $x\ mol$

Para calcular los moles de C_2H_2 se utiliza un factor de conversión.

$$0'1875\ \cancel{mol\ de\ CaC_2}\ \frac{1\ mol\ C_2H_2}{1\ \cancel{mol\ de\ CaC_2}} = 0'\ 1875\ mol\ de\ C_2H_2$$

Para calcular el volumen de C_2H_2 en las condiciones dadas, se aplica la ecuación de los gases ideales.

$$T = 20\ ℃ = 20 + 273 = 293\ K$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \longrightarrow 1 \cdot V = 0'1875 \cdot 0'082 \cdot 293 \longrightarrow V = 0'1875 \cdot 0'082 \cdot 293 = 4'5\ L$$

A partir de 12 gramos de carburo de calcio se obtienen 4'5 L de C_2H_2.en las condiciones dadas.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 3

El acetileno producido en la reacción anterior se quema según la ecuación química siguiente:

$$2\ C_2H_2\ (g) + 5\ O_2\ (g) \rightarrow 4\ CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (g) \quad \Delta H^0 = -620\ kcal$$

b) Calcule la energía desprendida (en kcal) al quemar el acetileno obtenido en el apartado anterior.

Disponemos de 0'1875 moles de acetileno. Aplicamos el correspondiente factor de conversión para calcular la energía desprendida.

$$0'1875\ \cancel{mol\ de\ C_2H_2}\ \frac{620\ kcal}{2\ \cancel{mol\ de\ C_2H_2}} = 58'125\ kcal\ de\ energía\ desprendida.$$

Se desprenden 58'125 kcal al quemar el acetileno.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 4

En un recipiente de 10 litros, mantenido a una temperatura constante de 25 °C, se introduce una mezcla formada por 4 moles de N_2 y 12 moles de H_2. La reacción que se produce es la siguiente:

$$3\,H_2(g) + N_2(g) \rightleftarrows 2\,NH_3(g)$$

a) Una vez establecido el equilibrio, se observa que se han formado 0,92 moles de NH_3. Determine el valor de la constante de equilibrio K_c.

b)Calcule el valor de la constante K_p.

c) Indique el valor de K_c para la reacción: $2\,NH_3(g) \rightleftarrows N_2(g) + 3\,H_2(g)$.

Datos: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

Solución:

Se escribe el cuadro del equilibrio químico que relaciona reactivos y productos.

	$3\,H_2$	+ N_2 $\rightleftharpoons$	$2\,NH_3$
Moles Iniciales	12	4	–––
Moles que reaccionan	−3x	−x	2x
Moles en equilibrio	12−3x	4−x	2x
Concentraciones en equilibrio	$\frac{12-3x}{10}$	$\frac{4-x}{10}$	$\frac{2x}{10}$

Puesto que nos dan como dato que en el equilibrio hay 0'92 moles de amoniaco, podemos escribir:

$$2x = 0'92 \longrightarrow x = 0'46\ mol$$

Ya podemos completar la tabla y hacer los cálculos de las constantes de equilibrio.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 4

	$3\ H_2$	+	N_2	$\rightleftharpoons$	$2\ NH_3$
Moles Iniciales	12		4		---
Moles que reaccionan	−3x		−x		2x
Moles en equilibrio	12−3x		4−x		2x
Conc. en equilibrio	$\frac{12-3x}{10}$		$\frac{4-x}{10}$		$\frac{2x}{10}$

$x = 0'46\ mol$ ⟶

	$3\ H_2$	+	N_2	$\rightleftharpoons$	$2\ NH_3$
Moles Iniciales	12		4		---
Moles que reaccionan	−1'38		−0'46		0'92
Moles en equilibrio	10'62		3'54		0'92
Concentraciones en equilibrio	1'062		0'354		0'092

a) Una vez establecido el equilibrio, se observa que se han formado 0,92 moles de NH_3. Determine el valor de la constante de equilibrio K_c.

Para poder calcular K_c se aplica la ley de acción de masas. $K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]}$ ⟶ $K_c = \frac{(0'092)^2}{(1'062)^3 \cdot 0'354} = 0'02$

b)Calcule el valor de la constante K_p.

Para poder calcular K_P se debe aplicarla fórmula que relaciona ambas constantes.

$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$ $\quad T = 25 + 273 = 298\ K$

$K_p = 0'02 \cdot (0'082 \cdot (298))^{2-(3+1)}$

$$\boxed{K_p = 3'3 \cdot 10^{-5}}$$

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 4

c) Indique el valor de K_c para la reacción: 2 NH_3(g) ⇄ N_2(g) + 3 H_2(g).

Se observa que el equilibrio es justo el inverso. $K_{inv} = \frac{[H_2]^3 \cdot [N_2]}{[NH_3]^2}$

Por ello, podemos escribir: $K_{inv} = \frac{1}{K_c}$

$$\boxed{K_{inv} = \frac{1}{0'02} = 50}$$

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 5

Calcule el volumen (en mL) de una disolución acuosa de NaOH de concentración 0,1 M necesario para:

a) Neutralizar 100 mL de una disolución de HCl de concentración 0,5 M.

b) Preparar 1 litro de otra disolución de NaOH de pH = 12, adicionándole la cantidad adecuada de agua.

Solución:

Escribo primero la reacción de neutralización. $NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$

Calculo los moles de ácido. Tomo datos. $M_{HCl} = 0'5\ M \quad V_{HCl} = 100\ mL = 0'1\ L$

$$n_{HCl} = M_{HCl} \cdot V_{HCl} = 0'5 \cdot 0'1 = 0'05\ mol\ HCl$$

Se calculan los moles de hidróxido de sodio que reaccionan con el ácido clorhídrico.

$$0'05\ \cancel{mol\ HCl} \quad \frac{1\ mol\ NaOH}{1\ \cancel{mol\ HCl}} = 0'\ 05\ mol\ NaOH$$

Y ya se puede calcular el volumen de disolución de NaOH.

$$V(L) = \frac{n_{NaOH}}{M_{NaOH}} = \frac{0'05}{0'1} = 0'5\ L = 500\ mL$$

El volumen de la disolución de NaOH 500 mL.

©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com

Cuestión 5

b) Preparar 1 litro de otra disolución de NaOH de pH = 12, adicionándole la cantidad adecuada de agua.

Como el NaOH es una base fuerte, se disocia completamente

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$$

	$NaOH$	Na^+	OH^-
Concentración inicial	C	–	–
Concentración final	–	C	C

A partir del pOH se puede calcular la concentración en la disolución de OH^-

$$pOH = -\log[OH^-] = 2 \longrightarrow [OH^-] = 10^{-2}\frac{mol}{L} = 0'01\ mol/L$$

Como el volumen es de 1 Litro, el número de moles será de 0'01 mol de OH^-

Se calcula ahora el volumen que se debe tomar de la disolución original.

$$V(L) = \frac{n_{NaOH}}{M_{NaOH}} = \frac{0'01}{0'1} = 0'1\ L = 100\ mL$$

Deberíamos tomar 100 mL de la disolución inicial de NaOH 0'1 M y añadir agua hasta completar 1 L de disolución.

Se calcula el pOH:

$$pH + pOH = 14 \longrightarrow 12 + pOH = 14$$

$$pOH = 2$$

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 6

En disolución acuosa, el catión $Fe^{3+}(ac)$ reacciona con el anión $I^-(ac)$, dando lugar a la formación de iodo molecular $I_2(ac)$ y del catión $Fe^{2+}(ac)$.

a) Escriba la reacción global ajustada.

b) Identifique la especie oxidante y la reductora.

Solución:

Escribo en primer lugar las semirreacciones.

Del enunciado deducimos que el catión hierro(III) se reduce y el ion yoduro se oxida.

$$Fe^{3+} + e^- \longrightarrow Fe^{2+} \quad (Reducción) \longleftarrow \text{x2}$$

$$2\,I^- \longrightarrow I_2 + 2e^- \quad (Oxidación)$$

$$2\,Fe^{3+} + 2\,I^- \longrightarrow 2\,Fe^{2+} + I_2 \longleftarrow \text{Ecuación global ajustada}$$

El oxidante es Fe^{3+}, y se reduce a Fe^{2+}.

El reductor es I^-, y se oxida a I_2.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza