

1.- El ácido clorhídrico reacciona con el mármol (carbonato de calcio) formando cloruro de calcio, dióxido de carbono gas y agua.

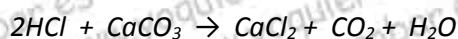
a) Escribe y ajusta la reacción química. (0,5 p)

b) Halla el volumen de dióxido de carbono desprendido, medido a 25 °C y 700 mm Hg de presión, si sabes que se han obtenido 25 gramos de cloruro de calcio. (1 p)

c) Halla los gramos de carbonato de calcio y ácido clorhídrico con los que se inició la reacción si ésta se ha realizado en su totalidad. (1p)

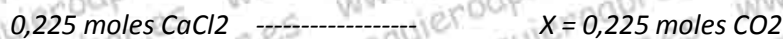
Datos: 1 atm=760 mmHg; R=0,082 atm.L.mol⁻¹.K⁻¹; Ca=40; Cl=35,5; H=1; C=12; O=16;

a) La reacción ajustada es:



b) Los datos que proporciona el enunciado se recogen en el siguiente esquema tipo tabla.

	2HCl	+	CaCO ₃	→	CaCl ₂	+	CO ₂	+	H ₂ O
Gramos					25 g				
Mm	36,5		100		111		44		18
Moles	Y		Z		0,225		X		



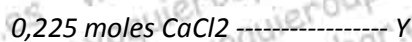
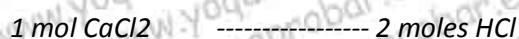
Si se aplica la ecuación del gas ideal a los moles obtenidos se determina el volumen de dióxido de carbono que se obtiene:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$p = 700 \text{ mmHg} = 700/760 = 0,92 \text{ atm}; T = 25^\circ\text{C} = 298,15 \text{ K} \text{ y } n = 0,225 \text{ moles}$$

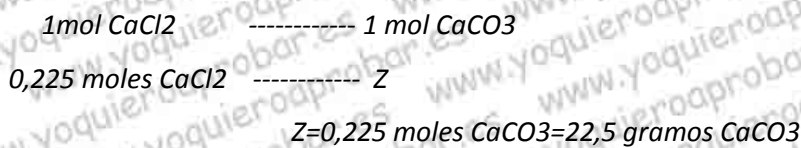
$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,225 \cdot 0,082 \cdot 298,15}{0,92} = 5,98 \text{ L}$$

c) Para determinar los moles y gramos de HCl utilizamos una regla de tres fijándonos en la estequiometría de la reacción.



$$Y = 0,450 \text{ moles de HCl} = 16,43 \text{ gramos HCl}$$

Y para el carbonato de calcio:

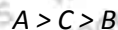


2.- Tres disoluciones, A, B y C tiene los pH que se indican.

DISOLUCIÓN	A	B	C
pH	8,5	12	10

Explica cuál es la más ácida y la menos ácida. **(0,5p)**

Las tres son disoluciones básicas porque tienen pH mayor que 7. La más básica, pH mayor, es la menos ácida. Por tanto, la disolución B con pH=12 es la menos ácida o la más básica mientras que A es la menos básica o la más ácida. Ordenadas de mayor a menor acidez:



3.- Justifica los siguientes fenómenos:

i) Una vela se consume antes cuando arde en una atmósfera de oxígeno puro que cuando arde en el aire. **(0,25p)**

El factor es la concentración de los reactivos, cuanto mayor es la concentración de los reactivos mayor es la velocidad de la reacción. El aire contiene un 80% de oxígeno pero el oxígeno puro es 100%.

ii) Los alimentos refrigerados se conservan frescos durante largos periodos. Los mismos alimentos se estropean rápidamente si se almacenan a temperatura ambiente. **(0,25p)**

El factor es la temperatura, a mayor temperatura mayor velocidad de reacción, más rápida es la reacción de degradación de las sustancias.

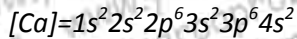
iii) Una manzana rallada se ennegrece (se oxida) antes que una manzana entera sin rallar. **(0,25p)**

El factor es el grado de división, a mayor grado de división mayor velocidad de reacción. La manzana rallada tiene mayor grado de división.

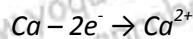
iv) El carbón pulverizado se inflama rápidamente mientras que un trozo de carbón no lo hace. **(0,25p)**

Igual que iii), el carbón pulverizado tiene mayor grado de división.

4.- Explica si el calcio, número atómico 20, es un metal o no. ¿Cómo se llama el grupo de la tabla periódica al que pertenece? Enumera los elementos de ese grupo. (0,5p)

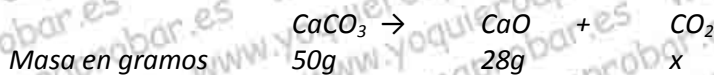


El calcio tiene tendencia a perder los dos electrones de la última capa, $4s^2$, de esta forma adquiriría estructura electrónica de gas noble:



Puesto que forma cationes, el calcio es un metal. Perteneció al grupo alcalino térreos formado por: Berilio (Be), Magnesio (Mg), Calcio (Ca), Estroncio (Sr), Bario (Ba) y Radio (Ra).

5.- Al calentar 50 gramos de carbonato de calcio queda un residuo de 28 gramos de óxido de calcio y se desprende cierta cantidad de dióxido de carbono. Halla los gramos de dióxido de carbono que se han desprendido. Razona la respuesta. (1p)



La Ley de Lavoisier es el principio de conservación de la masa: la suma de las masas de reactivos es igual a la suma de las masas de los productos:

$$50 = 28 + X$$

$$X = 50 - 28 = 22 \text{ g } CO_2$$

6- Propiedades de los compuestos iónicos y covalentes. (1p)

Propiedades de los compuestos iónicos.

Los compuestos iónicos tienen las siguientes propiedades:

- 1.- Están formados por un átomo que es un metal y otro átomo que es no metal.
- 2.- Los compuestos iónicos no forman moléculas, forman redes cristalinas que son agrupaciones de muchos iones.
- 3.- Son sólidos.
- 4.- Son solubles en agua.
- 5.- Tienen altos puntos de ebullición y de fusión.
- 6.- Conducen la corriente eléctrica cuando están disueltos en agua.
- 7.- Son duros y frágiles.

Propiedades de las sustancias covalentes.

Existen diferentes tipos de sustancias con enlace covalente. Cada uno de esos tipos presenta unas propiedades diferentes. Así, para los gases diatómicos como el O_2 , H_2 , N_2 , etc. tenemos las siguientes propiedades:

- 1.- Forman moléculas.
- 2.- Su estado de agregación es generalmente gas aunque también pueden ser líquidos.
- 3.- Tienen puntos de fusión bajos.
- 4.- No son solubles en agua.
- 5.- No conducen la corriente eléctrica.

Existen otros tipos de sustancias covalentes como el amoníaco que tiene propiedades algo diferentes. Así, aunque forma moléculas, si es soluble en agua.

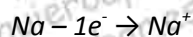
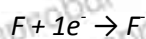
Finalmente, las sustancias covalentes pueden no formar moléculas y formar estructuras cristalinas parecidas a los compuestos iónicos. Un ejemplo lo tenemos en el diamante que forma una red cristalina formada por átomos de carbono.

7.- Explica el enlace en el fluoruro de sodio, $Z(F)=9$; $Z(Na)=11$. (1p)

$$Z=9 \text{ luego } [F] = 1s^2 2s^2 2p^5$$

$$Z=11 \text{ luego } [Na] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$

Al sodio le hace falta perder el electrón $3s$ para que adquiriera estructura electrónica de gas noble $2s^2 2p^6$; mientras que al cloro le hace falta ganar un electrón para completar la capa $2p$ y adquirir estructura de gas noble $2s^2 2p^6$.



El anión F^- y el catión Na^+ al ser de distinto signo se atraen. El fluor sería el no metal que gana electrones y el sodio nuevamente el metal que los pierde. De esta forma el compuesto que se forma sería el fluoruro de sodio cuya fórmula es NaF .

8.- Escribe el diagrama de Lewis del agua, oxígeno gas y amoníaco. (1p)

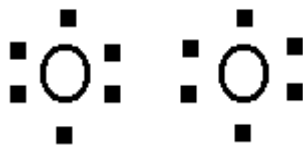
Datos: $Z(H)=1$; $Z(O)=8$; $Z(N)=7$

MOLÉCULA DE OXÍGENO GAS O_2 .

El número atómico Z del oxígeno es 8 por lo que su configuración electrónica es $[O]=1s^2 2s^2 2p^4$.

Los seis electrones que hay entre las capas $2s$ y $2p$ constituyen la denominada capa de valencia.

De esta forma podemos representar los dos átomos de oxígeno con sus electrones de valencia tal y como se muestra en la figura 4.4.



Átomos de oxígeno con sus electrones de valencia.

Nuevamente si tenemos en cuenta la regla del octeto, cada oxígeno está rodeado de seis electrones por lo que necesitan dos. De esta forma ambos átomos de oxígeno compartirán dos electrones tal como se observa en la figura:



Compartición de electrones en la molécula de oxígeno.

Cada oxígeno tiene ahora 4 electrones libres y 4 electrones compartidos (en el interior de los círculos) lo que hace un total de ocho electrones a su alrededor. El O_2 formará entonces un enlace doble que mediante el diagrama de Lewis se representa en la figura:



Diagrama de Lewis de la molécula de oxígeno gas.

MOLÉCULA DE AGUA H_2O .

Las configuraciones electrónicas del oxígeno e hidrógeno son:

$$[O] = 1s^2 2s^2 2p^4$$

$$[H] = 1s^1$$

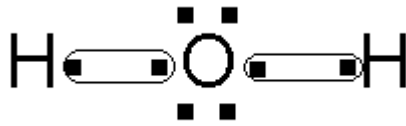
por lo que el oxígeno tiene 6 electrones de valencia y el hidrógeno 1 electrón de valencia.

Podemos representar los dos átomos de hidrógeno y el átomo de oxígeno con sus electrones de valencia tal y como se muestra en la figura:



Átomos de oxígeno e hidrógeno con sus electrones de valencia en la molécula de agua.

Si el oxígeno tiene 6 electrones de valencia, eso significa que le faltan dos electrones para cumplir la regla del octeto. Parece lógico que comparta electrones, dos, uno con cada uno de los hidrógenos tal como se muestra en la figura:



Compartición de electrones en la molécula de agua.

El oxígeno tendría 4 electrones no compartidos y otros 4 electrones compartidos (en el interior del círculo), es decir, 8 electrones; por lo que cumpliría la regla del octeto. El caso de los hidrógenos es excepcional, ya que no queda rodeado de ocho electrones sino de dos.

Todos los elementos tienden a rodearse de ocho electrones excepto el hidrógeno que se rodea sólo de dos, porque adquiere estructura del gas noble helio ($1s^2$).

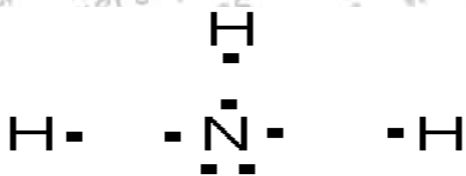
Finalmente, el diagrama de Lewis del agua se muestra en la figura:



Diagrama de Lewis de la molécula de agua

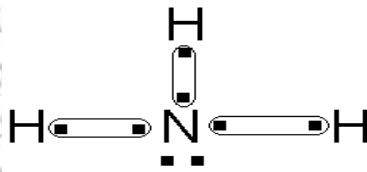
MOLECULA DE AMONIACO, NH_3 .

La configuración electrónica del nitrógeno ($Z=7$) es $[N] = 1s^2 2s^2 2p^3$ por lo que tiene 5 electrones de valencia. La configuración del hidrógeno es $[H] = 1s^1$ por lo que el hidrógeno tiene 1 electrón de valencia. En la figura se representan los tres hidrógenos y el átomo de nitrógeno con sus electrones de valencia.



Átomos de hidrógeno y nitrógeno con sus electrones de valencia.

Si el nitrógeno tiene 5 electrones de valencia, le hacen falta tres electrones para completar su octeto. Esos tres electrones se los proporcionan los tres hidrógenos tal como se muestra en la figura:



Compartición de electrones en el amoníaco

9.- Antígenos y térreos: escribe los elementos que forman dichos grupos y sus símbolos químicos. (0,5p)

ANFÍGENOS

Oxígeno =O

Azufre =S

Selenio =Se

Teluro =Te

Polonio =Po

TÉRREOS

Boro =B

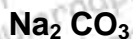
Alumino =Al

Galio =Ga

Indio =In

Talio =Tl

10.- Nombra o formula, según proceda:



Carbonato de sodio



Hidróxido de mercurio(II)



Hexafluoruro de azufre

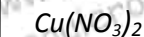


Sulfato de calcio

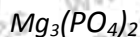
Ácido tetraoxoclorico(VII)



Nitrato de cobre(II)



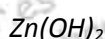
Fosfato de magnesio



óxido de azufre(IV)



Hidróxido de cinc



Sulfuro de plomo(IV)



Ácido nítrico



Sulfuro de cobre(I)



Ácido trioxoselénico(IV)



Nitruro de potasio



Hidróxido de paladio(IV) **(1p)**