1.- Responde brevemente a las siguientes cuestiones:

(2,5 puntos)

- a) ¿Qué subnivel tendrá menor energía, el 5s o el 4d? ¿Por qué?
- b) ¿A qué se debe la gran estabilidad de los gases nobles?
- c) ¿Por qué el segundo potencial de ionización es mayor que el primero?
- d) ¿Qué inconvenientes presenta el modelo atómico de Rutherford?
- e) ¿Qué dice el principio de exclusión de Pauli?
- 2.- El cloruro de sodio y el cloruro de magnesio son dos sólidos iónicos. Justifique cuál de ellos será mas duro y cual tendrá mayor punto de fusión. (1 punto)
- 3.- Tres elementos tienen de número atómico 19, 35 y 54, respectivamente. Indica:

(1,5 puntos)

- a) Grupo y período al que pertenecen.
- b) ¿Cuál tiene mayor afinidad electrónica?
- c) ¿Cuál tiene menor potencial de ionización?
- 4.- Dados los siguientes elementos: F, P, Cl y Na,

(2 puntos)

- a) Indique su posición (periodo y grupo) en el sistema periódico.
- b) Determine sus números atómicos y escriba sus configuraciones electrónicas.
- c) Ordene razonadamente los elementos de menor a mayor radio atómico.
- d) Ordene razonadamente los elementos en función de su primera energía de ionización

### A elegir 3 (1 punto dada uno)

- 5.- Un electrón excitado de un átomo de hidrógeno vuelve a su estado fundamental y emite radiación electromagnética de 180 nm. Calcula:
  - a) La frecuencia de la radiación.
  - b) La diferencia de energía interna entre los dos niveles electrónicos expresada en julios.
- 6.- Indica si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, en estado excitado, o si no son válidas:
  - a)  $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$
  - b)  $1s^2 2s^2 2p^4$
  - c)  $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$
  - d)  $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 3p^1 4s^1 2p^6$
- 7.- La configuración electrónica del Cr es (Ar)  $4s^1\ 3d^5$ . ¿Cuáles son los cuatro números cuánticos para cada electrón sin aparear del Cr?
- 8.- Escribir la estructura de Lewis de HCN,  $\mathrm{C_2H_2},\,\mathrm{H_2NO}^{\text{-}}$  ,  $\mathrm{H_2CO_2}$
- 9.- A partir de los datos que se dan a continuación, calcula la afinidad electrónica del  $I_{(g)}$  (Yodo gaseoso) mediante el ciclo de Born-Haber.

#### Datos:

Entalpía de formación del KI<sub>(S)</sub> = -327 kJ·mol<sup>-1</sup>

Calor de Sublimación del K<sub>(S)</sub>=90 kJ·mol<sup>-1</sup>

Calor de Sublimación del I<sub>2 (S)</sub>=62 kJ·mol<sup>-1</sup>

Calor de Disociación del I<sub>2 (g)</sub> = 152 kJ·mol<sup>-1</sup>

Energía Reticular del KI<sub>(S)</sub> = -633 kJ·mol<sup>-1</sup>

Energía de Ionización del K<sub>(q)</sub> = 419 kJ·mol<sup>-1</sup>

Nombre:	Soluciones	2º Bachillerato A
---------	------------	-------------------

### 1.- Responde brevemente a las siguientes cuestiones:

#### a) ¿Qué subnivel tendrá menor energía, el 5s o el 4d? ¿Por qué?

```
Aplicando la regla de Madelung: Subnivel 5s: n = 5 y 1 = 0 n + l = 5 Subnivel 4d: n = 4 y 1 = 2 n + l = 6
```

luego tendrá menor energía el 5s por ser n + 1 menor.

### b) ¿A qué se debe la gran estabilidad de los gases nobles?

A que tienen ocho electrones en su último nivel (regla del Octeto)

## c) ¿Por qué el segundo potencial de ionización es mayor que el primero?

Porque es más difícil arrancar el segundo electrón, al ser mayor la fuerza electrostática del núcleo.

### d) ¿Qué inconvenientes presenta el modelo atómico de Rutherford?

Según la teoría electromagnética, cuando una partícula cargada eléctricamente se mueve, tiene que emitir energía radiante en forma de ondas. Por tanto, el electrón, al irradiar energía, la perdería e iría disminuyendo su velocidad, con lo que describiría órbitas cada vez más pequeñas hasta quedar pegado al núcleo.

No es capaz de explicar la existencia de los Isótopos, elementos con mismo número de protones y electrones, pero con distinta masa.

Por otra parte, la discontinuidad de los espectros hacía pensar que la energía se emitía sólo en determinadas longitudes de onda, cada una de las cuales producía una línea en ellos.

#### e) ¿Qué dice el principio de exclusión de Pauli?

Que un orbital no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales, de aquí que solo puedan haber dos electrones por orbital, uno con número cuántico magnético +1/2 y otro con -1/2.

## 2.- El cloruro de sodio y el cloruro de magnesio son dos sólidos iónicos. Justifique cuál de ellos será mas duro y cual tendrá mayor punto de fusión.

La fortaleza del enlace iónico depende de varios factores, y entre ellos está la diferencia de electronegatividad de los átomos que lo forman, como ambos son cloruros pero uno es de sodio y otro es de magnesio y el sodio es menos electronegativo por estar más a la izquierda en la tabla periódica, el más duro y el de mayor punto de fusión será el cloruro de sodio.

## 3.- Tres elementos tienen de número atómico 19, 35 y 54, respectivamente. Indica: a) Grupo y período al que pertenecen.

```
Z=19: 1s² 2s² 2p6 3s² 3p6 4s¹ → Alcalinos, grupo IA, 4° periodo.

Z=35: 1s² 2s² 2p6 3s² 3p6 4s² 3d¹0 4p5 → Halógenos, grupo VIIA, 4° periodo.

Z=54: 1s² 2s² 2p6 3s² 3p6 4s² 3d¹0 4p6 5s² 4d¹0 5p6 → Gases Nobles, grupo VIIIA, 5° periodo.
```

#### b) ¿Cuál tiene mayor afinidad electrónica?

El Z=35 (Halógeno) por estar más a la derecha en la tabla periódica y si gana un electrón completa sus 8 electrones en la capa de valencia.

#### c) ¿Cuál tiene menor potencial de ionización?

El Z=19 (Alcalino) porque perdiendo un electrón adquiere configuración de gas noble.

#### 4.- Dados los siguientes elementos: F, P, Cl y Na,

a) Indique su posición (periodo y grupo) en el sistema periódico.

F: Halógeno, Grupo VIIA, 2º periodo.

P: Nitrogenoide, Grupo VA, 3º periodo.

Cl: Halógeno, Grupo VIIA, 3º periodo.

Na: Alcalino, Grupo IA, 3º periodo.

### b) Determine sus números atómicos y escriba sus configuraciones electrónicas.

 $F(Z=9): 1s^2 2s^2 2p^5,$ 

 $\begin{array}{l} P~(Z\!=\!15): 1s^2~2s^2~2p^6~3s^2~3p^3,\\ Cl~(Z\!=\!17): 1s^2~2s^2~2p^6~3s^2~3p^5,\\ Na~(Z\!=\!11): 1s^2~2s^2~2p^6~3s^1, \end{array}$ 

#### c) Ordene razonadamente los elementos de menor a mayor radio atómico.

El radio atómico es una propiedad periódica que crece al desplazarnos en el sistema periódico hacia la derecha y hacia abajo, por tanto el de menor radio atómico será el flúor por encontrarse más arriba y a la izquierda, y como los otros tres son del tercer periodo, seguirá el cloro, el fósforo y por último el sodio.

### d) Ordene razonadamente los elementos en función de su primera energía de ionización

La energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental para arrancarle el electrón más débil retenido. Sabemos que crece al desplazarse hacia arriba y hacia la derecha (en un periodo) en la tabla periódica. Por tanto el de menor energía de ionización será el Sodio, le seguirá el fósforo, el cloro y por último el flúor.

## 5.- Un electrón excitado de un átomo de hidrógeno vuelve a su estado fundamental y emite radiación electromagnética de 180 nm. Calcula:

a) La frecuencia de la radiación.

La frecuencia y la longitud de onda están relacionadas mediante:

$$\lambda = \frac{C}{f}$$
  $\rightarrow$   $f = \frac{C}{\lambda} = \frac{3.10^8 \,\text{m} \cdot \text{s}^{-1}}{180.10^{-9} \,\text{m}} = 1,67.10^{15} \,\text{Hz}$ 

## b) La diferencia de energía interna entre los dos niveles electrónicos expresada en julios.

La diferencia de energía entre el estado excitado y el estado fundamental la calculamos mediante la Hipótesis de Planck:  $\Delta E = h \cdot f$ , donde h es la constante de Planck y vale  $6.62 \cdot 10^{-34}$  J·s.

$$\Delta E = h \cdot f = 6.62 \cdot 10^{-34} J \cdot s \cdot 1.67 \cdot 10^{15} s^{-1} = 1.105 \cdot 10^{-18} J$$

## 6.- Indica si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, en estado excitado, o si no son válidas:

- a)  $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1 \rightarrow$  Estado excitado, un electrón del subnivel 2p ha saltado al 3s
- **b)**  $1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow$  Estado fundamental
- c)  $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 \rightarrow No$  válida, en el nivel subnivel 2s solo puede haber 2 electrones (Ppio. Pauli)
- d)  $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 3p^1 4s^1 2p^6 \Rightarrow$  No válida (idem que anterior)

# 7.- La configuración electrónica del Cr es (Ar) $4s^1\ 3d^5$ . ¿Cuáles son los cuatro números cuánticos para cada electrón sin aparear del Cr?

n	1	m	s
4	0	0	+1/2
3	2	2	+1/2
3	2	1	+1/2
3	2	0	+1/2
3	2	-1	+1/2
3	2	-2	+1/2

## 8.- Escribir la estructura de Lewis de HCN, C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>NO<sup>-</sup>, H<sub>2</sub>CO<sub>2</sub>

HCN  $C_2H_2$   $H_2NO^{-}$   $H_2CO_2$   $H-C\equiv N$   $H-C\equiv C-H$   $H-N\equiv 0$  H-C=0-H H

## 9.- A partir de los datos que se dan a continuación, calcula la afinidad electrónica del $I_{(g)}$ (Yodo gaseoso) mediante el ciclo de Born-Haber.

#### Datos:

Entalpía de formación del  $KI_{(S)}$ = -327  $kJ \cdot mol^{-1}$  Calor de Sublimación del  $K_{(S)}$ =90  $kJ \cdot mol^{-1}$  Calor de Sublimación del  $I_{2} \cdot (S)$ =62  $kJ \cdot mol^{-1}$  Calor de Disociación del  $I_{2} \cdot (G)$ = 152  $kJ \cdot mol^{-1}$  Energía Reticular del  $KI_{(S)}$ = -633  $kJ \cdot mol^{-1}$  Energía de Ionización del  $K_{(Q)}$ =419  $kJ \cdot mol^{-1}$ 

El proceso de formación de la red de KI transcurre en las siguientes etapas:

1º Hay que pasar el potasio a estado gaseoso. Aportamos la energía de sublimación del potasio (S<sub>K</sub>).

$$K(s) \rightarrow K(g) \Delta H = S_K = 90 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

2º Como el Iodo es un sólido hay que pasarlo a gaseoso. Aportamos la energía de sublimación del yodo (S<sub>I</sub>).

$$I_2$$
 (s)  $\rightarrow$   $I_2$  (g)  $\Delta H = S_1 = 62 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 

como tenemos medio mol, será la mitad.

$$\frac{1}{2} I_2(s) \rightarrow \frac{1}{2} I_2(g) \Delta H = \frac{1}{2} S_1 = 31 \text{ KJ·mol}^{-1}$$

3º Como el I<sub>2</sub>, es diatómico. Para aislar sus átomos, hay que suministrar una energía de disociación (D).

$$I_{2}\left(g\right) \rightarrow 2\ I\left(g\right)\ \Delta H = D \quad \text{Por cada mol de Cl}\left(g\right) \\ \qquad {}^{1\!\!/_{2}}I_{2}\left(g\right) \rightarrow I\left(g\right)\ \Delta H = {}^{1\!\!/_{2}}D = 76\ \text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

4º Para que el K pierda un electrón hay que suministrar energía de ionización (E.I)

$$K(g) \rightarrow K^+(g) \Delta H = E.I = 419 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

5º El lodo gana un electrón, desprendiendo una energía igual a su afinidad electrónica (A.E)

$$I(g) \rightarrow I(g) \Delta H = A.E$$

6º Los iones, al unirse para formar la red cristalina, desprenden energía igual a la energía reticular (U).

$$K^{+}(g) + I^{-}(g) \rightarrow KI(s) \Delta H = U = -633 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Así, sumando todas las reacciones, obtenemos:

$$K(s) + \frac{1}{2}I_2(g) \rightarrow KI(s)$$

Cuya energía se calcula:

$$\Delta H_f = S_K + \frac{1}{2} S_I + \frac{1}{2} D + E.I + A.E + U$$

Como nos piden calcular la A.E. del Yodo, despejamos de la ecuación y obtenemos:

$$A.E. = \Delta H_f - S_K - \frac{1}{2}S_I - \frac{1}{2}D - E.I. - U$$

Por tanto:

A.E. = 
$$(-327 - 90 - 31 - 76 - 419 + 633) \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -310 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Así que la Afinidad electrónica del Yodo es de - 310 KJ/mol