



La calificación máxima (entre paréntesis al final de cada pregunta) la alcanzarán aquellos ejercicios que, **además de bien resueltos**, estén bien **explicados y argumentados los procesos de resolución**, cuidando la expresión escrita y los símbolos y **unidades** de las magnitudes empleadas.

- 1.- **A)** Indique razonadamente cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son posibles para un electrón en un átomo:
(4, 1, 0, +1/2) (3, 3, 2, +1/2) (2, 0, 1, -1/2) (3, 2, -2, -1/2)
De las combinaciones de números cuánticos anteriores que sean correctas, indique el orbital donde se encuentra el electrón y ordénelos en orden creciente de energía, razonando su respuesta. **(0,8p)**
- B)** Defina primera energía de ionización de un elemento. El valor de la magnitud anterior para el Litio es de 520,2 kJ/mol. Halla la longitud de onda (en nm) que debe tener un fotón para ionizar un átomo de Li.
Datos: $c=3 \cdot 10^8$ m/s; $h=6,62 \cdot 10^{-34}$ J·s; $N_A=6,022 \cdot 10^{23}$. **(1p)**
- C)** Razone como varía la primera energía de ionización lo largo de un período. **(0,6p)**
- D)** Sean las especies He, Li⁺, y Be²⁺ ¿Se necesitará la misma energía para arrancar un electrón a cada una de ellas? Justifique la respuesta. **(0,6p)**
- 2.- **a)** Defina que es la energía reticular o energía de red. **(0,5p)**
b) Haga un esquema del ciclo de Born-Haber para el CaCl₂, escriba las reacciones implicadas en dicho ciclo y calcule, con los valores siguientes, el valor de la energía de red del CaCl₂:
Entalpía de sublimación de Ca(s) = 178,2 kJ·mol⁻¹. Primera energía de ionización de Ca(g) = 590 kJ·mol⁻¹.
Segunda energía de ionización de Ca(g) = 1145 kJ·mol⁻¹. Entalpía de disociación de Cl₂(g) = 244 kJ·mol⁻¹.
Afinidad electrónica del Cl(g) = -349 kJ·mol⁻¹. Entalpía de formación del CaCl₂ = -795,4 kJ·mol⁻¹. **(1p)**
c) Justifique la razón por la cual el NaCl funde a 801°C y el KCl a 770°C. **(0,5p)**
- 3.- Considere las moléculas: Cloruro de berilio (BeCl₂), disulfuro de carbono (CS₂), trióxido de azufre (SO₃) y fosfina (PH₃):
a) Escriba sus estructuras de Lewis. **(0,6p)**
b) Usando la teoría de RPECV justifique su geometría, dibújelas y escriba su nombre. **(0,8p)**
c) Razone si son o no polares. **(0,6p)**
- 4.- Justifique los siguientes hechos:
a) El H₂O hierve a 100°C y es líquida a temperatura ambiente y el H₂S, de mayor masa molecular, hierve a -60°C y es un gas a temperatura ambiente. **(0,8p)**
b) El metano CH₄ es un gas y el tetracloruro de carbono, CCl₄, es un líquido a temperatura ambiente. **(0,8p)**
c) El dióxido de carbono CO₂ es un gas a temperatura ambiente, sublimando a -79 °C. El óxido del siguiente elemento de la familia del carbono, el dióxido de silicio SiO₂ funde a 1700 °C. **(0,7p)**
d) El hierro es un material que conduce la electricidad y pueden formarse con él láminas e hilos. **(0,7p)**

1.-

A) $(4, 1, 0, 1/2)$: Un e^- en un orbital 4p. Como $n=4$, l puede ser 0, 1, 2 y así m puede ser -1, 0, 1 y $s = \pm 1/2$. Es correcto

$(3, 3, 2, 1/2)$: IMPOSIBLE: Si $n=3$, l debe ser 0, 1 o 2 y no puede valer 3. Sería un orbital 3f, que no existe.

$(2, 0, 1, -1/2)$: IMPOSIBLE: Si $n=2$, l puede ser 0 o 1 y vale 0 y m sólo puede ser 0 y no 1 como se afirma.

$(3, 2, -2, -1/2)$: Es un e^- en un orbital 3d, $n=3$, l puede ser 0, 1 o 2 y vale 2 y m puede ser -2, -1, 0, 1, 2 y vale -2. $s = \pm 1/2$. Correcto

La Energía viene dada por la regla $n+l$,

$4p \Rightarrow n=4 \quad l=1$	$n+l=5$	} tiene más energía el de mayor valor de n
$3d \Rightarrow n=3 \quad l=2$	$n+l=5$	

Se ve en el 4º periodo $E(3d) < E(4p)$

B) E mínima arrancar $1e^-$ de mol de at en estado gaseoso y fundamental. Vamos a hablar $E_{ion, 12}$ de átomo

$$520,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \frac{1 \text{ mol}}{N_A \text{ átomos}} \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 8,638 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

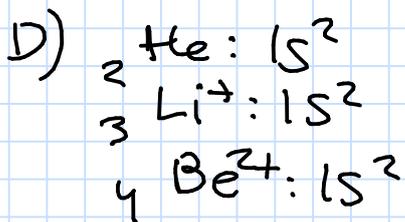
El fotón es un cuanto $E = hf = h \frac{c}{\lambda} = 8,638 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

$$\lambda = \frac{hc}{8,638 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{8,638 \cdot 10^{-19}}$$

$$= 229,9 \cdot 10^{-9} \text{ m}$$
$$= \boxed{229,9 \text{ nm}}$$

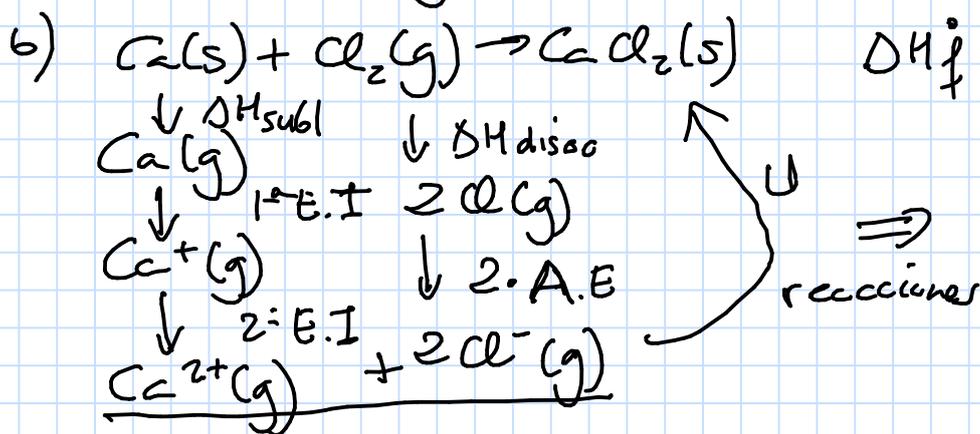
C) a medida que $Z \uparrow$, aumentamos $1p^+$ núcleo y $1e^-$ capa

de valencia. Esos e^- no apantallan casi (apenas repelen a los otros e^- de valencia) y por tanto, al aumentar Z ($E_e = k_0 \frac{Ze^2}{r^2}$) aumenta $F_{el} \uparrow$ y disminuye el $r \downarrow$ y es más difícil de arrancar el e^- al estar más cerca del núcleo.



el Be^{2+} es más pequeño (son isoelectrónicas y su Z es mayor), por lo que su E.I. (sería $1s^3$) sería mayor. además es un ión con carga $+2e$, que atrae más al e^- .

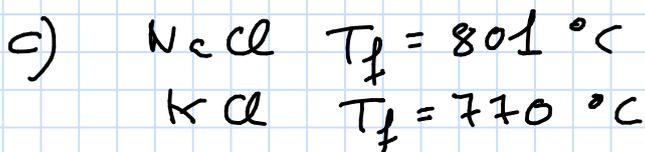
2. → a) U : energía que se desprende cuando se forma un mol de compuesto sólido a partir de sus iones en estado gaseoso iónico



$$\Delta H_f^\circ = \Delta H_{\text{subl}}^\circ + 1^\circ \text{E.I.} + 2^\circ \text{E.I.} + \Delta H_{\text{disoc}}^\circ + 2 \cdot \text{A.E.} + U$$

$$-795,4 = 178,2 + 590 + 1145 + 244 + 2 \cdot (-349) + U$$

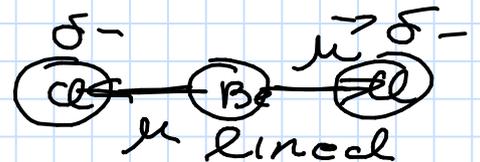
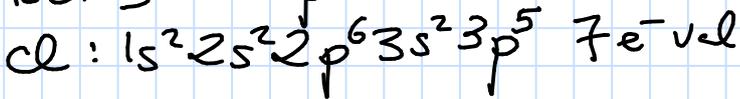
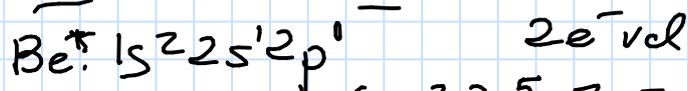
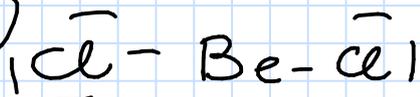
$$-795,4 = 1459 + U \quad \boxed{U = -2254,6 \text{ kJ/mol}}$$



Tiene que ver con U . Ambos son iónicos y para fundirlos hay que romper la red cristalina, para lo cual habrá que aplicar $+U$. U dependerá de la $F_{el} = k \frac{q^+ q^-}{r^2}$ y el K^+ es más grande ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) que el Na^+ ($1s^2 2s^2 2p^6$).

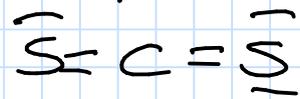
al tener mayor $r(K^+) > r(Na^+)$, Fe es menor y menor μ .

3.:

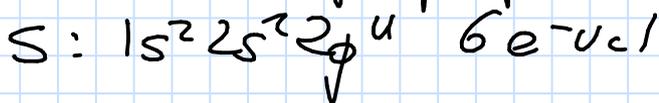
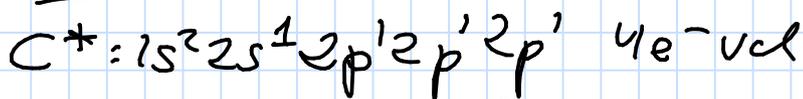


$\mu_{\text{molecular}} = 0$
apolar

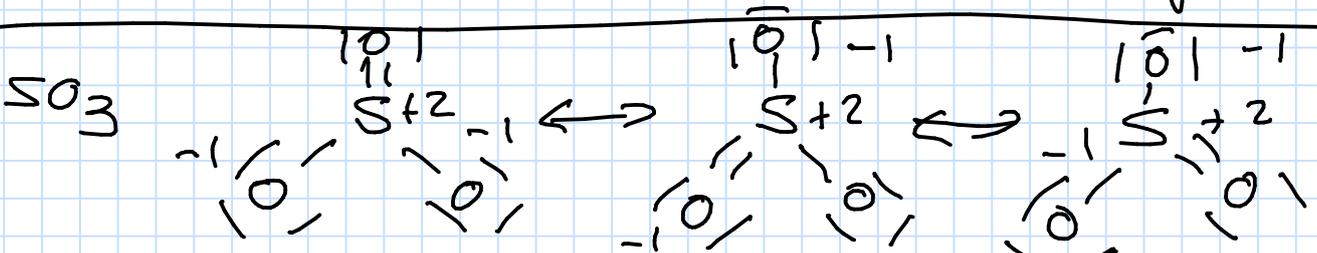
RPECV: los pares de e^- que rodean al átomo central se disponen lo más lejos posibles para minimizar sus repulsiones.



geometric lineal μ μ

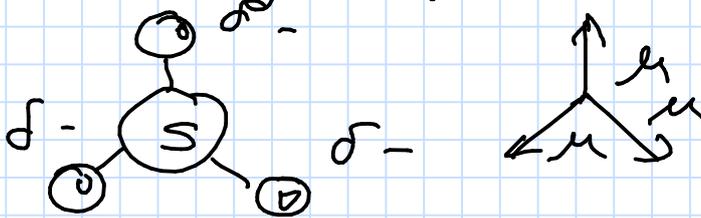


$\Sigma \vec{\mu} = 0$
apolar

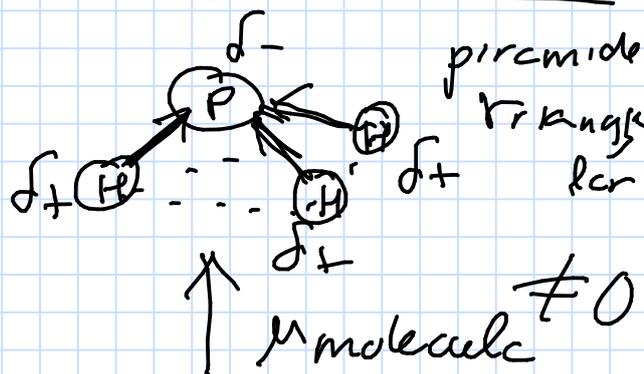
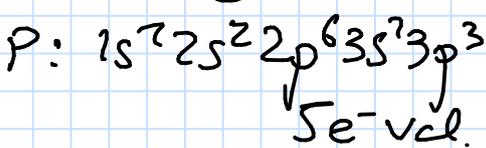
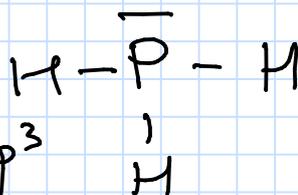
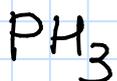


resonancia

geometric: triangular-plana, con 3 enlaces iguales



$\Sigma \vec{\mu} = 0$
apolar



$\mu_{\text{molecular}} \neq 0$
POLAR.

4.) $H_2O \Rightarrow$ puentes de hidrogeno

a) H_2S

- lo tienen moleculas con enlace FON-
- se da entre $H_{\delta+}$ y $F_{\delta-}O_{\delta-}N$ con H

- es la más intensa.

- aunque H_2S tenga más masa (London \uparrow) gana p. Hdr.

b) London

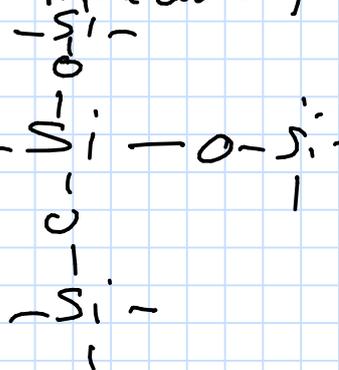
CH_4
 CCl_4 } \Rightarrow tetraedricas \Rightarrow apolares

LONDON
 $\vec{\mu}_{inst} \Rightarrow \mu_{inducido} \Rightarrow$ atracción dipolos

F. aumento $M_{molecular} \uparrow$

c) $CO_2 \Rightarrow$ molecular: f. london

$SiO_2 \Rightarrow$ cristal covalente \Rightarrow



d) Metale

conduce: e^- libres
por e^-

límines e hilos: las e^- del gas e^- unen
los cationes aunque la
red se deforma.