

Unidade 9 - Exercicios de apoio

1.- Xustifica se é posible ou non que existan electróns cos seguintes números cuánticos: a) (2, -1, 1, ½); b) (3, 1, 2, ½); c) (2, 1, -1, ½); d) (1, 1, 0, -2)

2.- Cal será a configuración electrónica dun elemento situado no grupo 10 e período 5?

3.- Identifica o átomo que ten a configuración electrónica seguinte: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 4f^3, 5s^2, 5p^6, 6s^2$. Equivale a [Xe], $4f^3, 6s^2$?

4.- ¿Que partículas forman cada un dos seguintes átomos: ^{22}Na , ^{46}Sc , ^{76}As , ^{129}I , ^{204}Tl , ^{226}Ra ? ¿Que configuración electrónica e que comportamento químico terá cada un deses átomos?. ¿Onde estará na Táboa Periódica?.

5.- Dadas as configuracións seguintes: A) $1s^2, 2s^2, 2p^2$; B) $1s^2, 2s^2, 2p^3$; C) $1s^2, 2s^2, 2p^4$; D) $1s^2, 2s^2, 2p^5$; indicar: I) O elemento con maior afinidade electrónica; II) O elemento menos electronegativo; III) O número de oxidación normal que presentan estes elementos; IV) O carácter metálico ou non-metálico dos mesmos.

6.- Ordena os seguintes ións e átomos segundo a orde crecente dos seus tamaños: Ar, S^{2-} , Na^+ , Cl^- , Ca^{+2} , K^+ .

7.- a) Xustifica a orde dos seguintes átomos (Ba, Cs, Cl, Ag, I, He) segundo o seu raio atómico, a súa enerxía de ionización e a súa afinidade electrónica. b) Explica que ións son maiores e cales menores que os correspondentes átomos dos que proceden.

Resultados:

- 1.- a) NON. Porque l non pode tomar valores negativos.
b) NON. Porque $m > l$
c) SI. $l < n$; $-l \leq m \leq +l$; $s \in (-\frac{1}{2}, \frac{1}{2})$. Orbital $2p$
d) NON. Porque $l = n$ e debe ser menor e $s \in (-\frac{1}{2}, \frac{1}{2})$.

$$2.- 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^8 5s^2 = [Kr], 4d^8, 5s^2$$

$$3.- 59 e^- \Rightarrow Pr. (\text{praseodimio}). \quad Si.$$

4.-

	²² Na	⁴⁶ Sc	⁷⁶ As	¹²⁹ I	²⁰⁴ Tl	²²⁶ Ra
Z	11	21	33	53	81	88
p^+	11	21	33	53	81	88
e^-	11	21	33	53	81	88
n	$22-11=11$	$46-21=25$	$76-33=43$	$129-53=76$	$204-81=123$	$226-88=138$
Config e.	$[Ne], 3s^1$	$[Ar], 3d^1, 4s^2$	$[Ar], 3d^{10}, 4s^2, 4p^3$	$[Kr], 4d^{10}, 5s^2, 5p^5$	$[Xe], 4f^{14}, 5d^{10}, 6s^2, 6p^1$	$[Rn], 7s^2$
Período	3	4	4	5	6	7
Grupo	1a	3b	5a	7a	3a	2a
e^- de val.	1	2	5	7	3	2
Prop quim.	Metal: Na^+	Metal: Sc^{+2}	Non metal: As^{-3}	Non metal: I^{-1}	Metal: Tl^{+3}	Metal: Ra^{+2}

5.-

Elem	Per	Gru	e^- val.	Nº Ox.	Car. Met.
A	2	4a	4	4	Non met
B	2	5a	5	-3	Non met
C	2	6a	6	-2	Non met
D	2	7a	7	-1	Non met

Mayor afinidade electrónica: D

Menor electronegatividade: A

6.-

	Ar	S ⁻²	Na ⁺	Cl	Ca ⁺²	K ⁺
Z	18	16	11	17	20	19
p ⁺	18	16	11	17	20	19
e ⁻	18	16+2= 18	11-1= 10	17+1= 18	20-2= 18	19-1= 18

Na⁺ (menor por menos e⁻) < Ca⁺² < K⁺ < Ar < Cl < S⁻² (=nº e⁻, deberían ser iguais, pero serán máis pequenos onde estean máis atraídos por ter máis protóns)

7.- a) *Tamaño: He < Cl < I < Ag < Ba < Cs; Enerxía de ionización: Cs < Ba < Ag < I < Cl < He; Afinidade electrónica: (é menor canto máis negativa, é dicir canto máis enerxía se desprenda ao capturar un e⁻) Cl < I < Ag < Cs < Ba < He. Así, o cloro é o elemento dos descritos que máis enerxía desprende ao capturar o e⁻. No caso do Ba e o He a afinidade electrónica será positiva, e aínda que en teoría o He debería ser o elemento ao que custa máis introducir un e⁻, tamén é certo que os metais alcalinotérreos teñen afinidades electrónicas positivas por ter o nivel "s" completo.*

b) *Os negativos Cl e I son maiores; os positivos Ba⁺², Cs⁺¹ e Ag⁺¹ son menores.*