

Estados base de Átomos multielectrónicos y

Tabla Periódica

La mayoría de las propiedades de los elementos químicos depende periódicamente de $Z = \# e^-$ del átomo.

La tabla periódica (Mendeleev 1869) facilita la visualización de las periodicidades de las propiedades de los elementos químicos.

- a) Cada elemento es representado por su símbolo químico y Z
 b) Elementos con propiedades químicas y físicas similares van en una columna.

alcalinos (valencia +1)



gases nobles
(valencia cero) ↓

1s	1 H											2 He																
2s	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne										
3s	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar										
4s	19 K	20 Ca	3d	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr $4s^1 3d^5$	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu $4s^1 3d^{10}$	30 Zn	4p	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr								
5s	37 Rb	38 Sr	4d	39 Y	40 Zr	41 Nb $5s^1 4d^4$	42 Mo	43 Tc	44 Ru $5s^1 4d^7$	45 Rh $5s^1 4d^8$	46 Pd $5s^0 4d^{10}$	47 Ag $5s^1 4d^{10}$	48 Cd	5p	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe								
6s	55 Cs	56 Ba	5d	57 La Lanthanides	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt $6s^1 5d^9$	79 Au $6s^1 5d^{10}$	80 Hg	6p	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn								
7s	87 Fr	88 Ra	6d	89 Ac Actinides											7p													
	s^1	s^2		d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6	d^7	d^8	d^9	d^{10}		p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6								
Lanthanides	58 Ce $5d^0 4f^2$	59 Pr $5d^0 4f^3$	60 Nd $5d^0 4f^4$	61 Pm $5d^0 4f^5$	62 Sm $5d^0 4f^6$	63 Eu $5d^0 4f^7$	64 Gd $5d^0 4f^7$	65 Tb $5d^0 4f^9$	66 Dy $5d^0 4f^{10}$	67 Ho $5d^0 4f^{11}$	68 Er $5d^0 4f^{12}$	69 Tm $5d^0 4f^{13}$	70 Yb $5d^0 4f^{14}$	71 Lu $5d^1 4f^{14}$														
Actinides	90 Th $6d^2 5f^0$	91 Pa $6d^1 5f^2$	92 U $6d^1 5f^3$	93 Np $6d^1 5f^4$	94 Pu $6d^1 5f^5$	95 Am $6d^1 5f^6$	96 Cm $6d^1 5f^7$	97 Bk $6d^1 5f^8$	98 Cf $6d^0 5f^{10}$	99 Es $6d^0 5f^{11}$	100 Fm $6d^0 5f^{12}$	101 Md $6d^0 5f^{13}$	102 No $6d^0 5f^{14}$	103 Lw $6d^1 5f^{14}$	f^1	f^2	f^3	f^4	f^5	f^6	f^7	f^8	f^9	f^{10}	f^{11}	f^{12}	f^{13}	f^{14}

FIGURE 9-13

The periodic table of the elements, showing the electron configuration for each element.

La tabla periódica está basada en información sobre el orden en energía de las sub-capas más externas que tengan electrones en átomos multielectrónicos.

TABLE 9-2. The Energy Ordering of the Outer Filled Subshells *(obtenido a partir de la teoría de Hartree)*

Quantum Numbers n, l	Designation of Subshell	Capacity of Subshell $2(2l + 1)$
—	—	—
—	—	—
6, 2	6d	10
5, 3	5f	14
7, 0	7s	2
6, 1	6p	6
5, 2	5d	10
4, 3	4f	14
6, 0	6s	2
5, 1	5p	6
4, 2	4d	10
5, 0	5s	2
4, 1	4p	6
3, 2	3d	10
4, 0	4s	2
3, 1	3p	6
3, 0	3s	2
2, 1	2p	6
2, 0	2s	2
1, 0	1s	2

↑
Increasing energy
(less negative)

← **Lowest energy
(most negative)**

Notación espectroscópica para l

$l :$	0	1	2	3	4	5	6	...
	s	p	d	f	g	h	i	...

La teoría de Hartree predice que la energía de las sub-capas es más negativa a medida que n se hace menor y a medida que l se hace menor.

Sin embargo, en la Tabla 9-2 se observa que la energía de la sub-capa 4s es menor que la de la sub-capa 3d porque en algunos casos (como veremos!) la dependencia de la energía en l domina ante la dep. en n (para valores grandes de n)

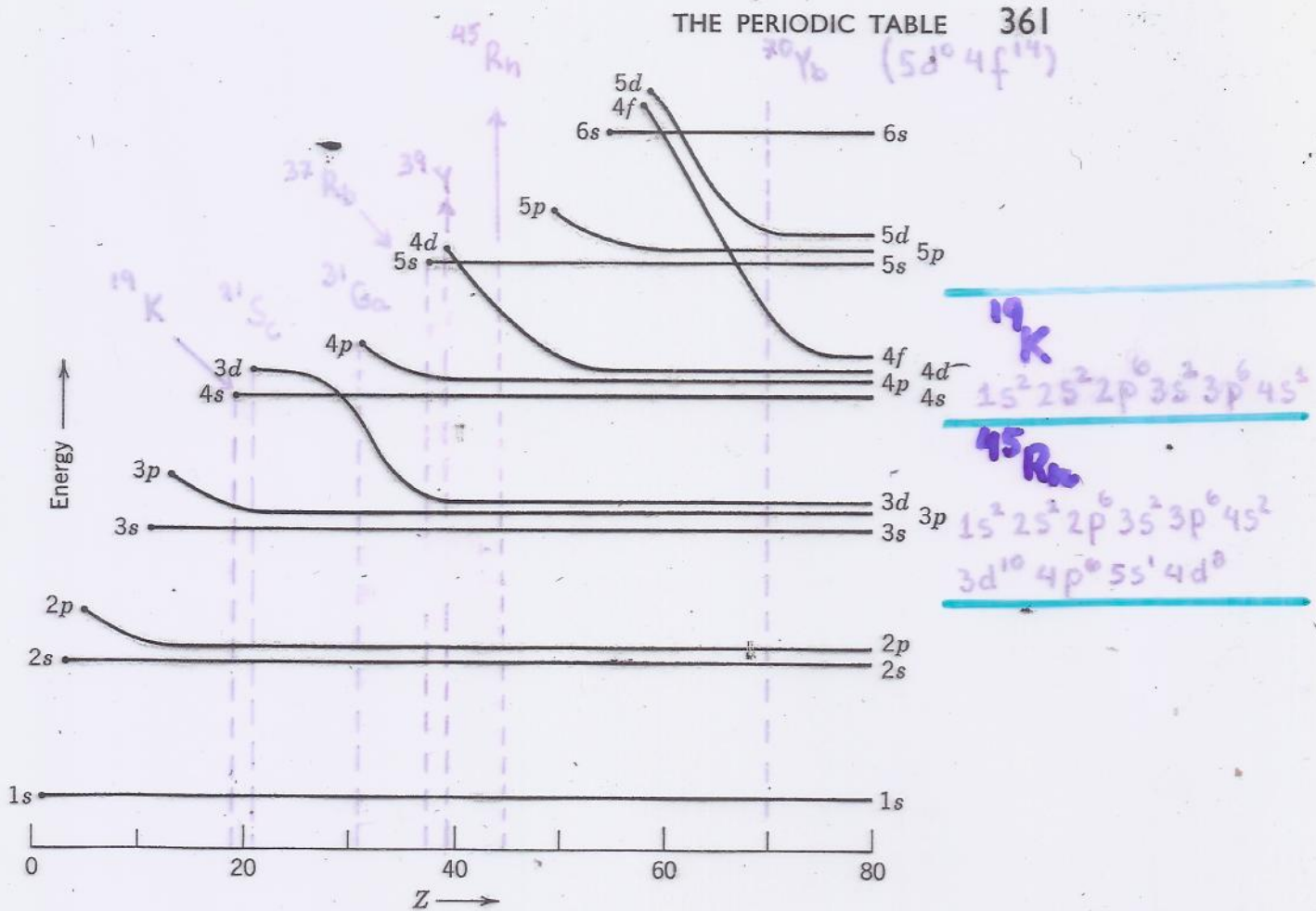


FIGURE 9-14

A schematic representation of the energy ordering of all the subshells in an atom, as a function of its atomic number Z . Each curve begins at the Z for which the subshell begins to be occupied. Only subshells occupied in atoms through mercury are shown, so all curves stop at $Z = 80$. The ordering of the outer filled subshells in various atoms is found on the left side of the diagram. The ordering of all filled subshells in mercury is found on the right side of the diagram. The energy scale is non-linear and, furthermore, varies with Z .

La tabla 9-2 no necesariamente da el orden en energía de todas las subcapas de un átomo en particular sino que da el orden en energía de las sub-capas que para un átomo específico son las más externas. Ejemplo: Para el átomo de K ($Z=19$) la última sub-capa llena es la 4s que es menor en energía que la 3d tal como indica la Tabla 9-2. Lo mismo pasa para los átomos entre $Z=20$ y 30. Sin embargo para átomos con $Z > 30$, la sub-capa 3d tiene energía menor a la 4s porque para esos átomos no son las más externas. Para subcapas internas la dependencia en n domina a la dep. en l .

Tabla 9-2

Orden en Energía de las subcapas llenas más externas

(A)



n, l	Subcapa	Capacidad $\{2(2l+1)\}$
1, 0	1s	2
2, 0	2s	2
2, 1	2p	6
3, 0	3s	2
3, 1	3p	6
4, 0	4s	2
3, 2	3d	10
4, 1	4p	6
5, 0	5s	2
4, 2	4d	10
5, 1	5p	6
6, 0	6s	2
4, 3	4f	14
5, 2	5d	10
6, 1	6p	6
7, 0	7s	2
5, 3	5f	14
6, 2	6d	10

← menor energía (la más negativa)

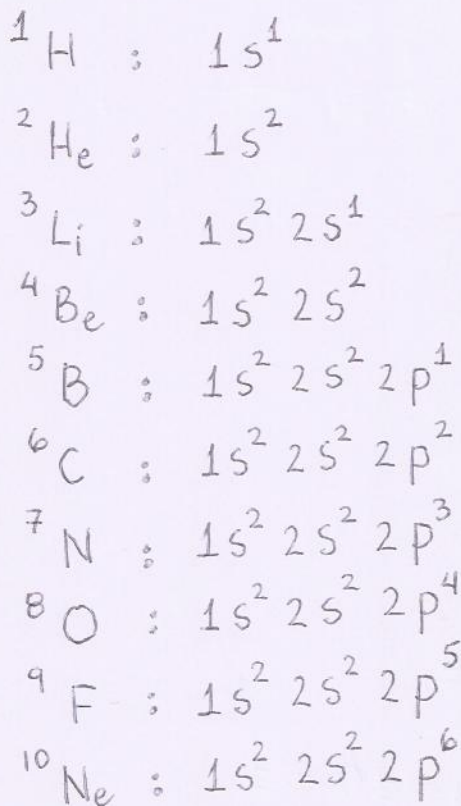
~~1s~~
~~2s 2p~~
~~3s 3p 3d~~
~~4s 4p 4d 4f~~
~~5s 5p 5d 5f 5g~~
~~6s 6p 6d 6f 6g 6h~~
~~7s 7p 7d 7f 7g 7h 7i~~

En la aproximación de Hartree solo los números cuánticos n y l son importantes.

Configuración del átomo =
 Especificación de las subcapas de un átomo ocupadas por los electrones

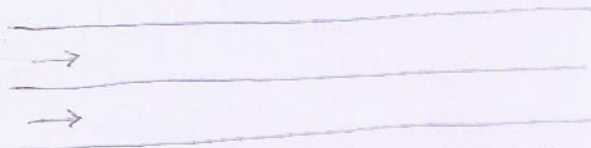
Regla : Para un valor de n dado, la subcapa llena más externa con el valor de l más bajo, tiene la energía más baja (la energía más negativa).

Para un valor de l dado, la subcapa llena más externa con el valor de n más bajo, tiene la energía más baja.



(A)

La Tabla periódica está dividida verticalmente en bloques (filas).



Cada fila está identificada por la subcapa que "está siendo llenada a medida que se avanza a lo largo de la fila."

(B) Existen ciertos átomos para los que los electrones de las subcapas más externas, están localizados en subcapas distintas a las que predice el esquema de la Tabla 9-2 (Eisberg-Resnick).

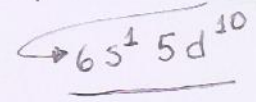
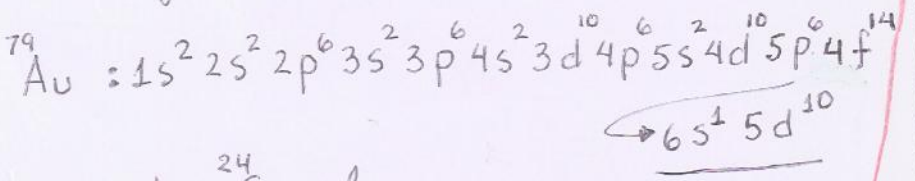
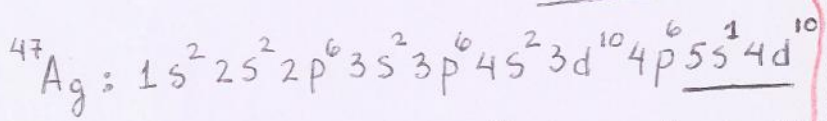
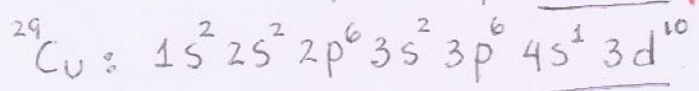
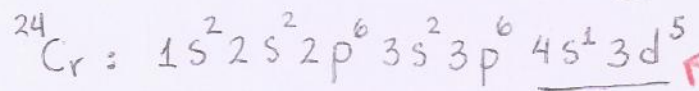
Las configuraciones de estos átomos (últimas dos subcapas que se llenan de electrones) se indican debajo del símbolo de cada elemento en la Tabla periódica.

ver el ejemplo 9.6

(B)

~~1s~~
~~2s 2p~~
~~3s 3p 3d~~
~~4s 4p 4d 4f~~
~~5s 5p 5d 5f 5g~~
~~6s 6p 6d 6f 6g 6h~~
~~7s 7p 7d 7f 7g 7h 7i~~

(C)



✓ La Tabla 9-2 predice para el ${}^{24}\text{Cr}$ las dos últimas subcapas llenas tengan una configuración $\underline{4s^2 3d^4}$. Sin embargo, lo que se observa es $\underline{4s^1 3d^5}$.

✓ Lo mismo pasa con los otros elementos que se muestran arriba (${}^{29}\text{Cu}$, ${}^{47}\text{Ag}$, ${}^{79}\text{Au}$)

⇒ La separación de energía entre la subcapa 4s y la subcapa 3d es tan pequeña que en ciertos casos, es decir para ciertos átomos, el "orden de llenado" de electrones se invierte.

✓ Algo similar ocurre para ciertos átomos como el ${}^{45}\text{Rh}$ ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 \underline{5s^1 4d^8}$) entre la subcapa 5s y la subcapa 4d ; ó el ${}^{79}\text{Au}$ entre la subcapa 6s y la subcapa 5d

✓ Ocurren también inversiones del orden de llenado electrónico entre las subcapas 5d y 4f (Grupo de los Lantánidos o Tierras raras, $Z=58$ a 71) y entre las subcapas 6d y 5f (Grupo de los actínidos, $Z=90$ a 103)

Predicciones de la Tabla 9-2 que siempre se cumplen

✓ Los elementos contenidos en las dos primeras columnas de la Tabla periódica (lado izquierdo) tienen como subcapa más externa llena una subcapa s.
(1s, 2s, 3s, 4s, 5s, 6s, 7s)

✓ Los elementos contenidos en la seis últimas columnas de la Tabla periódica (del lado derecho) tiene como subcapa más externa llena una subcapa p.
(2p, 3p, 4p, 5p, 6p)

✓ Ya que todos los elementos de la Tabla periódica contenidos tanto en las dos primeras columnas (al lado izquierdo) como en las seis últimas columnas (al lado derecho) siguen el orden de llenado de la Tabla 9-2, entonces se puede concluir que cada subcapa p tiene siempre una energía mayor que la de la capa s ^{o la capa d} que la precede a medida que estas subcapas "se van llenando"

y
cada subcapa s tiene siempre energía mayor que la de la subcapa p que la precede.

- ✓ Las diferencias de energía entre cada subcapa s y la subcapa p inmediatamente anterior son grandes.
- ✓ Cuando se añade un electrón a una configuración que tiene una subcapa p completamente llena, el electrón añadido, que según la Tabla 9-2, se "coloca" en una subcapa s, en realidad se está colocando en la primera subcapa (de menor energía) de la siguiente capa.
- ✓ El electrón que se "ha añadido" a la subcapa s (de la siguiente capa) tiene un r mayor que el r de un electrón cualquiera de la subcapa p que precede a la subcapa s. También tiene una energía potencial promedio considerable mayor (comparada con la de un electrón de dicha capa p), es decir, considerablemente menos negativa o más positiva. → distancia promedio al núcleo
- ✓ Logicamente, ese electrón tendrá una energía total mayor que la de un electrón en la subcapa p.
- ✓ Es importante recordar que un cambio de energía entre capas es mucho mayor que un cambio de energía entre subcapas de una misma capa.

Dentro de una capa (entre subcapas) los cambios de energía son graduales y pequeños. Entre capas, los cambios de energía son notorios.

Gases nobles

(F)

- ✓ Elementos que están en la última columna del lado derecho de la Tabla periódica.
- ✓ ^{10}Ne , ^{18}Ar , ^{36}Kr , ^{54}Xe , ^{86}Rn (subcapa p llena, última subc. llena)
 ^2He (subcapa 1s llena, última subc. llena)
- ✓ El primer estado excitado de estos átomos se forma al transferir (o promover) uno de los electrones de la subcapa p a la subcapa s inmediatamente superior en energía.
- ✓ Como la diferencia de energía entre estas dos subcapas es bastante grande, es difícil "excitar" a estos átomos.
- ✓ Ya que en el estado base estos átomos tienen todas las subcapas totalmente llenas, la distribución de la carga eléctrica de los electrones es esféricamente simétrica y como los átomos son neutros, entonces por ley de Gauss, el campo eléctrico que estos átomos producen en su exterior es cero.
- ✓ Además, estos átomos tampoco producen un campo magnético en su exterior porque, como se verá en el Capítulo 10 del Eisberg - Resnick, el momento angular total de los electrones del átomo es cero cuando todas las subcapas están totalmente llenas.

- ✓ Como estos átomos no producen ni campos eléctricos ni campos magnéticos externos, es muy difícil para ellos interactuar con otros átomos para formar compuestos químicos.
- ✓ A esto se añade que como tienen bajas temperaturas de ebullición (evaporación) y fusión (congelamiento) por lo que estos átomos tienden poco a condensarse en líquidos y sólidos.
- ✓ El átomo de ${}^2\text{He}$ es también un gas noble que a diferencia del resto de los gases nobles no tiene una subcapa p llena sino una subcapa s (la 1s). Se encuentra localizado como todos los gases nobles en la última columna del lado derecho de la Tabla periódica a pesar de que su última ^{sub-}capa llena es la 1s y no una subcapa p. Tiene una enorme energía de excitación al primer estado ($\sim 25\text{ eV}$).
- ✓ Un elemento como el ${}^{20}\text{Ca}$ no es un gas noble a pesar de tener todas las subcapas totalmente llenas. La razón es que se requiere poca energía para "colocar" al ${}^{20}\text{Ca}$ en su primer estado excitado pues este proceso involucra transferir un electrón de la subcapa (4s) a la (3d), lo cual, según el cálculo de Hartree mostrado en la Fig. 9-14, es una energía pequeña. Esta facilidad de "poder sacar" al ${}^{20}\text{Ca}$ de su estado base implica que es fácil que este

átomo produzca un campo eléctrico externo (magnético) y en consecuencia pueda interactuar efectivamente con otros átomos. Esto hace que el ^{20}Ca no sea un gas noble. (H)

- ✓ La "inercia" de los gases nobles puede ser evidenciada haciendo un gráfico de Energía de ionización del átomo vs Z (Fig. 9-15).
- Como se vio en el curso de Física Moderna 1, la energía de ionización es la energía requerida para remover a un electrón del átomo. En el gráfico de la Fig. 9-15 se tiene la energía de ionización correspondiente al electrón que se encuentra en la última subcapa llena del átomo.
- A pesar de que no sea evidente en el gráfico, la energía de ionización oscila alrededor de un valor promedio que esencialmente es independiente del número atómico Z .
- La oscilación mencionada anteriormente es muy notoria y se observa claramente que la energía total de un electrón ($E = -E_{\text{ionización}}$) que se encuentra en la última subcapa llena de cualquier átomo de tipo gas noble es considerablemente más negativa que el promedio. Los electrones que están bajo esta condición están fuertemente enlazados al átomo y por lo tanto dicho átomo es muy difícil de ser ionizado.

Elementos alcalinos

- ✓ En la Figura 9-15, vemos que las energías de ionización del Li, Na, K, Rb y Cs son apreciablemente menores al promedio. Estos elementos (junto con el Fr) se encuentran en la primera columna del lado izquierdo de la Tabla periódica. Se denominan alcalinos.
- ✓ Todos los elementos alcalinos tienen un solo electrón en la última subcapa llena que es una subcapa S.
- ✓ Ese electrón está débilmente enlazado al átomo.
- ✓ Los átomos alcalinos son "muy activos" químicamente porque para ellos es energéticamente más favorable "ceder" el electrón "débil" y convertirse en un sistema con subcapas totalmente llenas mucho más estable.
- ✓ Estos elementos tienen valencia igual a +1.

Elementos halógenos (${}^9\text{F}$, ${}^{17}\text{Cl}$, ${}^{35}\text{Br}$, ${}^{53}\text{I}$, ${}^{85}\text{At}$)

- ✓ Se encuentran en la penúltima columna del lado derecho de la Tabla periódica.
- ✓ Tienen un electrón menos del que se requiere para llenar completamente la última subcapa P externa.
- ✓ Tienen tendencia a llenar el "espacio vacío electrónico" capturando un electrón de otro átomo (afinidad electrónica)

✓ Tienen valencia igual a -1 .

✓ El ${}^9\text{F}$ tiene una afinidad electrónica tan alta que puede "remover" un electrón de las últimas sub-capas de un gas inerte, formando una molécula.

La Tabla periódica "vista" de acuerdo a sus filas

✓ En las 3 primeras filas de la Tabla periódica, las propiedades de los elementos cambian uniformemente (valencia y energía de ionización) desde los elementos alcalinos hasta los gases nobles.

✓ En la cuarta fila, la situación es distinta: Desde el ${}^{21}\text{Sc}$ hasta el ${}^{28}\text{Ni}$ (1er grupo de transición) las propiedades químicas son similares y los átomos tienen casi la misma energía de ionización (Ver Fig. 9-15 entre $Z=20$ y $Z=30$ aprox.)

✓ Estos elementos (del primer grupo de transición) se producen a medida que se "llena" la subcapa $3d$, la cual tiene un radio considerablemente menor que la subcapa $4s$ que está totalmente llena exceptuando en el caso del ${}^{24}\text{Cr}$ y también del ${}^{29}\text{Cu}$.

ACTUALIZADA

TABLA DE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

PERIODOS
METALES LIGEROS

Grupo IA
1 H Hidrógeno

1	2.1
0.32	2.108
2.08(-1)	0.014
---	0004
313	3.45

IIA
2 Li Litio

1	1.5
1.23	32.46
0.55	0.71
0.60(+1)	0.37
---	0.31(+2)
---	0.38
---	0.23
1.24	0.79
---	2.15
---	0.45

IIIa
11 Na Sodio

1	1.2
1.54	26.19
0.97	0.62
0.95(+1)	0.238
---	0.65(+2)
---	2.24
---	0.38
---	0.25

IIIb
12 Mg Magnesio

1	1.2
1.54	26.19
0.97	0.62
0.95(+1)	0.238
---	0.65(+2)
---	2.24
---	0.38
---	0.25

Tabla de propiedades físicas y químicas básicas de los elementos (1-118).

CUADRO DE LAS FUNCIONES DE LA QUÍMICA ORGÁNICA

MODOS DE DERIVACIÓN	Al	Ar	Al	Ar	Al	Ar	Al	Ar	Al	Ar	Al	Ar	Al	Ar	Al	Ar	Al	Ar
NOMBRE COMÚN	INO	ENO	ANO	ILO	ALCO	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL
NOMBRE TÉCNICO	INO	ENO	ANO	ILO	ALCO	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL	ANAL
MET	C ₁ H	C ₂ H	C ₃ H	C ₄ H	C ₅ H	C ₆ H	C ₇ H	C ₈ H	C ₉ H	C ₁₀ H	C ₁₁ H	C ₁₂ H	C ₁₃ H	C ₁₄ H	C ₁₅ H	C ₁₆ H	C ₁₇ H	C ₁₈ H
ET	C ₂ H ₄	C ₃ H ₆	C ₄ H ₈	C ₅ H ₁₀	C ₆ H ₁₂	C ₇ H ₁₄	C ₈ H ₁₆	C ₉ H ₁₈	C ₁₀ H ₂₀	C ₁₁ H ₂₂	C ₁₂ H ₂₄	C ₁₃ H ₂₆	C ₁₄ H ₂₈	C ₁₅ H ₃₀	C ₁₆ H ₃₂	C ₁₇ H ₃₄	C ₁₈ H ₃₆	C ₁₉ H ₃₈
PRO	C ₃ H ₆	C ₄ H ₈	C ₅ H ₁₀	C ₆ H ₁₂	C ₇ H ₁₄	C ₈ H ₁₆	C ₉ H ₁₈	C ₁₀ H ₂₀	C ₁₁ H ₂₂	C ₁₂ H ₂₄	C ₁₃ H ₂₆	C ₁₄ H ₂₈	C ₁₅ H ₃₀	C ₁₆ H ₃₂	C ₁₇ H ₃₄	C ₁₈ H ₃₆	C ₁₉ H ₃₈	C ₂₀ H ₄₀
BUT	C ₄ H ₁₀	C ₅ H ₁₂	C ₆ H ₁₄	C ₇ H ₁₆	C ₈ H ₁₈	C ₉ H ₂₀	C ₁₀ H ₂₂	C ₁₁ H ₂₄	C ₁₂ H ₂₆	C ₁₃ H ₂₈	C ₁₄ H ₃₀	C ₁₅ H ₃₂	C ₁₆ H ₃₄	C ₁₇ H ₃₆	C ₁₈ H ₃₈	C ₁₉ H ₄₀	C ₂₀ H ₄₂	C ₂₁ H ₄₄
PENT	C ₅ H ₁₂	C ₆ H ₁₄	C ₇ H ₁₆	C ₈ H ₁₈	C ₉ H ₂₀	C ₁₀ H ₂₂	C ₁₁ H ₂₄	C ₁₂ H ₂₆	C ₁₃ H ₂₈	C ₁₄ H ₃₀	C ₁₅ H ₃₂	C ₁₆ H ₃₄	C ₁₇ H ₃₆	C ₁₈ H ₃₈	C ₁₉ H ₄₀	C ₂₀ H ₄₂	C ₂₁ H ₄₄	C ₂₂ H ₄₆
HEX	C ₆ H ₁₄	C ₇ H ₁₆	C ₈ H ₁₈	C ₉ H ₂₀	C ₁₀ H ₂₂	C ₁₁ H ₂₄	C ₁₂ H ₂₆	C ₁₃ H ₂₈	C ₁₄ H ₃₀	C ₁₅ H ₃₂	C ₁₆ H ₃₄	C ₁₇ H ₃₆	C ₁₈ H ₃₈	C ₁₉ H ₄₀	C ₂₀ H ₄₂	C ₂₁ H ₄₄	C ₂₂ H ₄₆	C ₂₃ H ₄₈
HEPT	C ₇ H ₁₆	C ₈ H ₁₈	C ₉ H ₂₀	C ₁₀ H ₂₂	C ₁₁ H ₂₄	C ₁₂ H ₂₆	C ₁₃ H ₂₈	C ₁₄ H ₃₀	C ₁₅ H ₃₂	C ₁₆ H ₃₄	C ₁₇ H ₃₆	C ₁₈ H ₃₈	C ₁₉ H ₄₀	C ₂₀ H ₄₂	C ₂₁ H ₄₄	C ₂₂ H ₄₆	C ₂₃ H ₄₈	C ₂₄ H ₅₀
OCT	C ₈ H ₁₈	C ₉ H ₂₀	C ₁₀ H ₂₂	C ₁₁ H ₂₄	C ₁₂ H ₂₆	C ₁₃ H ₂₈	C ₁₄ H ₃₀	C ₁₅ H ₃₂	C ₁₆ H ₃₄	C ₁₇ H ₃₆	C ₁₈ H ₃₈	C ₁₉ H ₄₀	C ₂₀ H ₄₂	C ₂₁ H ₄₄	C ₂₂ H ₄₆	C ₂₃ H ₄₈	C ₂₄ H ₅₀	C ₂₅ H ₅₂
FORMULA GENERAL	C _n H _{2n}	C _n H _{2n}	C _n H _{2n}	C _n H _{2n}	C _n H _{2n}	C _n H _{2n}	C _n H _{2n}	C _n H _{2n}	C _n H _{2n}	C _n H _{2n}	C _n H _{2n}	C _n H _{2n}	C _n H _{2n}	C _n H _{2n}	C _n H _{2n}	C _n H _{2n}	C _n H _{2n}	C _n H _{2n}

ELEMENTOS DE TRANSICIÓN

Tabla de propiedades físicas y químicas básicas de los elementos de transición (21-30, 39-48, 71-80).

PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

Tabla de propiedades físicas y químicas básicas de las partículas subatómicas (electrones, protones, neutrones, etc.).

Tabla de propiedades físicas y químicas básicas de los elementos Ni (Níquel) y He (Helio).

GASES NOBLES

Tabla de propiedades físicas y químicas básicas de los gases nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn).

NO METALES

Tabla de propiedades físicas y químicas básicas de los no metales (B, C, N, O, F, Si, P, S, Se, Te, Br, I, At).

Tabla de propiedades físicas y químicas básicas de los elementos de los grupos IA, IIA, IIIA, y IVA.

Tabla de propiedades físicas y químicas básicas de los elementos de los grupos VB, VIB, VIIB, VIIIB, VIII, IX, X, XI, XII, y IIIA-IVA (continuación).

(1) Radio metálico (número 12)
 (2) Cristalización iónica (número 6)
 (3) Símbolo Negro = Sólido Negro / Gris = Gasoso / Azul = Líquido Blanco = Sintético

✓. Cuando la capa 4s está llena, ella tiende a "aislar" a los electrones que se van añadiendo en la subcapa 3d más interna para formar los elementos del 1^{er} grupo de transición, razón por la que las propiedades de estos elementos son similares independientemente del número de electrones de la subcapa 3d "que se llena".

• ¿Por qué?

Porque las propiedades químicas de los elementos dependen de los electrones que están en las subcapas más externas pues éstos son los electrones "responsables" de producir los campos magnéticos y eléctricos que interactúan con otros átomos.

• Grupos de transición similares se producen al llenarse las subcapas 4d y 5d (5^{ta} y 6^{ta} fila de la Tabla periódica).

Grupo de los Lantánidos o Tierras raras ($^{58}\text{Ce} \rightarrow ^{51}\text{Lu}$)

Estos elementos se forman a medida que se llena la subcapa 4f que es interna a la subcapa 6s que está totalmente llena. Los electrones de la subcapa 4f están "aislados" \Rightarrow propiedades químicas de los Tierras raras son similares.

Grupo de los Actinidos (${}^{90}\text{Th} \rightarrow {}^{103}\text{Lw}$)

Estos elementos se generan a medida que se llena la subcapa $5f$ que es interna a la subcapa $7s$ que está completamente llena.

Los electrones de la capa $5f$ están aislados

\Rightarrow propiedades químicas de los Actinidos son similares.

Importancia del Principio de Exclusión de Pauli

Si los electrones no "obedecieran" el Principio de Exclusión, todos los electrones de un átomo estarían en la subcapa $1s$ que es la de mínima energía.

\Rightarrow Todos los átomos tendrían distribuciones de carga eléctrica esféricamente simétricas y de radio muy pequeño.

\Rightarrow Los átomos no producirían campos eléctricos y magnéticos en su exterior y los primeros estados excitados tendrían energías altísimas

\Rightarrow Los átomos del Universo se comportarían como los gases nobles

\Rightarrow No se formarían las moléculas

\Rightarrow No estarían Uds. tomando el curso de Física Moderna.