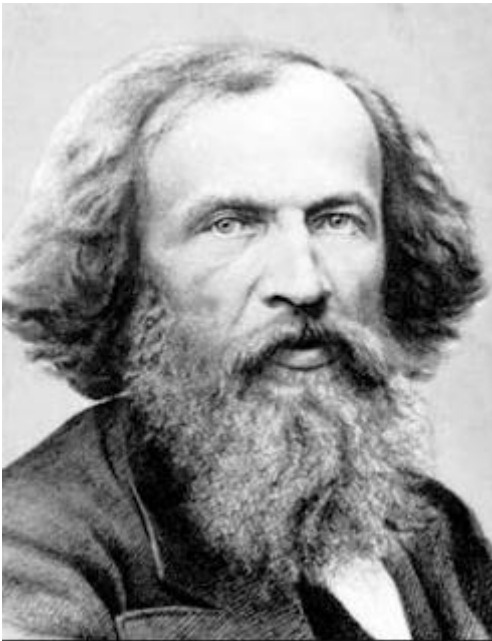


Aprendizaje esperado

Conocer la tabla periódica y sus características generales, estableciendo una relación con la configuración electrónica.

Formulación de la Tabla Periódica



- En 1869 los trabajos realizados por el químico ruso Dmitri Ivanovich Mendeléiev, se menciona como creador de lo que hoy conocemos como “*tabla periódica*”

- Dimitri fue capaz de:
- Ordenar los elementos encontrados y guardó espacio para aquellos que aún no habían sido descubiertos.
- Predecir las propiedades físicas y químicas de éstos.

Tabla de Mendeleiev

C \ F	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H							
2	Li	Be	B	C	N	O	F	
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
4	K	Ca		Ti	V	Cr	Mn	Fe, Co, Ni, Cu
5	(Cu)	Zn			As	Se	Br	
6	Rb	Sr	?Y	Zr	Nb	Mo		Ru, Rh, Pd, Ag
7	(Ag)	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
8	Cs	Ba	?Di	?Ce				
9								
10			?Er	?La	Ta	W		Os, Ir, Pt, Au
11	(Au)	Hg	Tl	Pb	Bi			
12				Th		U		

¿Cómo se ordenan los elementos en la tabla periódica?

- El sistema de ordenamiento de los elementos se da en función del **número atómico (Z)**.
- ¿Qué es el número atómico Z?
- Representa el número de protones que tiene un átomo.
- En un átomo eléctricamente neutro. ¿Qué sucede?

¿Qué factores influyen en la ordenación de los elementos químicos?

- Se ordenan según sus **Propiedades Químicas**
- **¿Por cuál factor está determinado sus propiedades químicas?**

El comportamiento de los átomos está dado por la configuración electrónica, siendo la distribución de los electrones en el nivel más externo la que determine sus **propiedades químicas**

Group IA

Period

1

2

3

4

5

6

7

Metals

Metalloids

Nonmetals

Propuesta por D. Mendeleev en 1869.

IIIA IVA VA VIA VIIA

2

He

10

Ne

18

Ar

36

Kr

54

Xe

86

Rn

116

Uuh

114

Uuq

112

Uub

111

Uuu

110

Uun

109

Mt

108

Hs

107

Bh

106

Sg

105

Db

104

Rf

89[†]

Ac

88

Ra

87

Fr

80

Hg

79

Au

78

Pt

77

Ir

76

Os

75

Re

74

W

73

Ta

72

Hf

57^{*}

La

56

Ba

55

Cs

48

Cd

47

Ag

46

Pd

45

Rh

44

Ru

43

Tc

42

Mo

41

Nb

40

Zr

39

Y

38

Sr

37

Rb

30

Zn

29

Cu

28

Ni

27

Co

26

Fe

25

Mn

24

Cr

23

V

22

Ti

21

Sc

20

Ca

19

K

12

Mg

11

Na

4

Be

3

Li

1

H

5

B

6

C

7

N

8

O

9

F

13

Al

14

Si

15

P

16

S

17

Cl

31

Ga

32

Ge

33

As

34

Se

35

Br

51

Sb

52

Te

53

I

81

Tl

82

Pb

83

Bi

84

Po

85

At

58

Ce

59

Pr

60

Nd

61

Pm

62

Sm

63

Eu

64

Gd

65

Tb

66

Dy

67

Ho

68

Er

69

Tm

70

Yb

71

Lu

90

Th

91

Pa

92

U

93

Np

94

Pu

95

Am

96

Cm

97

Bk

98

Cf

99

Es

100

Fm

101

Md

102

No

103

Lr

*

†

GRUPOS

18 columnas

PERIODOS

7 filas

NATURALEZA DE LOS ELEMENTOS

GRUPO	NOMBRE
I - B	METALES DE ACUÑAR
I - A	METALES ALCALINOS
II - A	METALES ALCALINO - TÉRREOS
III - A	TÉRREOS
IV - A	CARBONOIDES
V - A	NITROGENOIDES
VI - A	ANFÍGENOS O CALCÓGENOS
VII - A	HALÓGENOS
0	GASES INERTES

Periodo

- Elementos que comparten niveles energéticos similares. **Su disposición es horizontal (filas)**

Ejemplo:

- $\text{B}_{Z=5}: 1s^2 2s^2 2p^1$ PERÍODO: 2
- $\text{C}_{Z=6}: 1s^2 2s^2 2p^2$ PERÍODO: 2

Grupo

- Conformados por elementos que poseen **un patrón similar de configuración** de los electrones en la capa externa. Su disposición es vertical (columna).

Ejemplo:

- $H_{Z=1}$: $1s^1$ Grupo: IA (1)
- $Li_{Z=3}$: $1s^2 2s^1$ Grupo: IA (1)

¿A qué grupo pertenece?

Ejemplo:

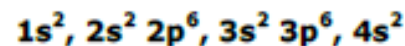
• $\text{B}_{Z=5}: 1s^2 2s^2 2p^1$ PERÍODO: 2

• $\text{C}_{Z=6}: 1s^2 2s^2 2p^2$ PERÍODO: 2

- Resolvamos una configuración electrónica y ubiquemos al elemento dentro de un grupo:

$$\boxed{Z = 20}$$

- Configuración electrónica:



- Período y grupo al que pertenece:

$$P = 4; G = II$$

- Clasificación del elemento:

Representativo (II – A)

- Naturaleza del elemento:

Metal alcalino – térreo (CALCIO)

¿Número de electrones de valencia?

¿Número de electrones desapareados?

AGRUPACIONES

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H	2 He											13 B	14 C	15 N	16 O	17 F	18 Ne
3 Li	4 Be											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
11 Na	12 Mg	3 III B	4 IV B	5 V B	6 VI B	7 VII B	8 VIII B	9 VIII B	10 VIII B	11 IB	12 IIB	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb		
		89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No		

METALES

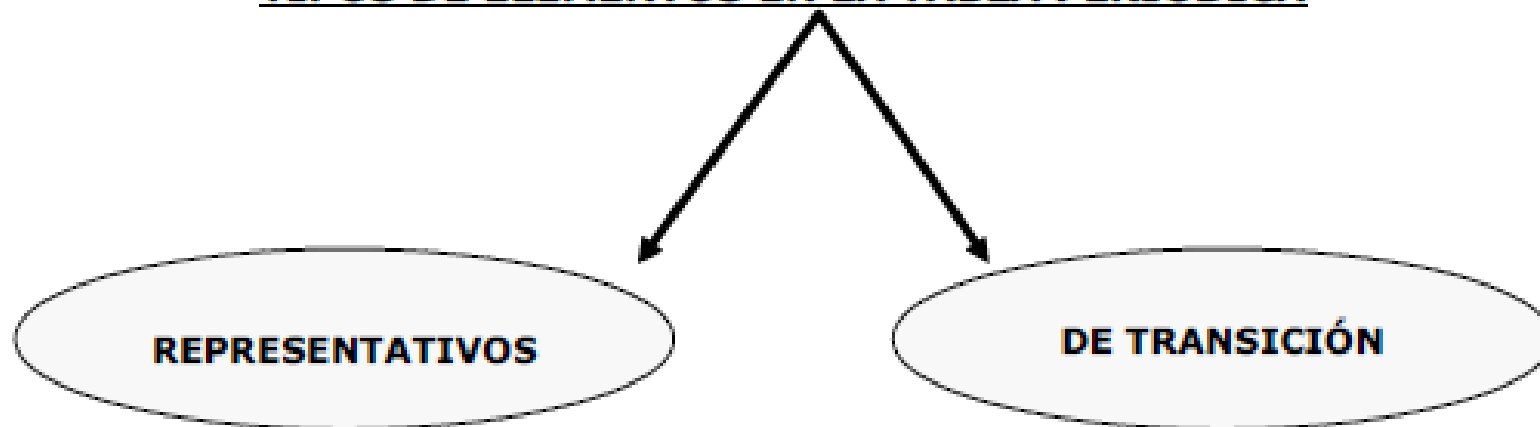
NO METALES

SEMIMETALES

GASES NOBLES

☐ No metales
 ☐ Metales alcalinotérreos
 ☐ Otros metales
 ☐ Actínidos
 ☐ Gases nobles

TIPOS DE ELEMENTOS EN LA TABLA PERIÓDICA



- Columnas: 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17.
- Configuración electrónica desde ns^1 hasta ns^2p^5 .
- Poseen sus niveles energéticos completos a excepción del último.

- Columnas: desde 3 hasta 12.
- Configuración electrónica: $(n-1) d^{1-9} ns^2$
- Presentan el penúltimo subnivel d y/o el último nivel s incompleto.

Transición interna:

- Poseen sólo un subnivel incompleto (f)
- Corresponden a los dos últimos periodos (lantánidos y actínidos)

Considerar los gases nobles que tienen una configuración electrónica completa

Bloque	Grupo	Nombres	Config. Electrón.
s	1(IA)	Alcalinos	$n s^1$
	2(IIA)	Alcalino-térreos	$n s^2$
p	13(IIIA)	Térreos	$n s^2 p^1$
	14(IVA)	<u>Carbonoides</u>	$n s^2 p^2$
	15(VA)	<u>Nitrogenoides</u>	$n s^2 p^3$
	16(VIA)	<u>Calcógenos</u>	$n s^2 p^4$
	17(VIIA)	Halógenos	$n s^2 p^5$
	18(VIIIA)	Gases nobles	$n s^2 p^6$
d	3-12(IIIB – VIIIIB)	Elementos de transición	$n s^2 (n-1) d^{1-10}$
f		Elementos de transición Interna (lantánidos y actínidos)	$n s^2 (n-1) d^1 (n-2) f^{1-14}$

- Son elementos representativos el bloque S y P

- A partir de los siguientes elementos.
Determine el periodo y grupo/ Naturaleza del elemento

- a) Be $z=4$.
- b) Mg $z=12$.
- c) F $z=9$.
- d) Si $z=14$.
- e) Ca $z=20$.
- f) K $z=19$.
- g) Ne $z=10$.

De acuerdo a las siguientes alternativas

- En el Sistema Periódico (Tabla Periódica), los elementos se ordenan según:
 - A) El aumento del número de protones.
 - B) La disminución del número de neutrones.
 - C) El aumento de su masa atómica.
 - D) La disminución del número de electrones.
 - E) El aumento de su volumen atómico.

- Un elemento cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^2$ pertenece al:

A) Período 1 y Familia IVA.

B) Período 2 y Familia VIA.

C) Período 4 y Familia VIA.

D) Período 2 y Familia IVA.

E) Período 5 y Familia IIA.

- La configuración electrónica ns^2np^5 es característica de los elementos llamados:

- A) Halógenos.
- B) Alcalinos térreos.
- C) Alcalinos.
- D) Calcógenos.
- E) Gases nobles.

Características de los Metales

- Son los elementos que se ubican en la parte izquierda y central de la tabla periódica.
- Son buenos conductores del calor y la electricidad.
- Todos son sólidos a temperatura ambiente, a excepción del Mercurio (Hg), que es un líquido.
- Algunos ejemplos son: Sodio (Na), Aluminio (Al), Hierro (Fe) y Zinc (Zn).
- Tienen tendencia a ceder de electrones cuando participan en reacciones, por lo tanto se oxidan.

ELEMENTOS METÁLICOS



Elementos no metálicos

- Son elementos que se ubican en la parte superior derecha de la tabla periódica, entre los cuales se incluyen el carbono, nitrógeno, fósforo, oxígeno, azufre, halógenos e hidrógeno.
- Se caracterizan por ser malos conductores del calor y la electricidad.
- Se presentan en cualquiera de los estados de la materia y son quebradizos en estado sólidos puros.
- Algunos ejemplos son: Cloro (Cl), Azufre (S) y Carbono (C).

ELEMENTOS NO METÁLICOS



Muestra de Azufre

S



C

Metaloides

- Elementos que se caracterizan por presentar un comportamiento intermedio entre los metales y no metales.
- Pueden presentar brillo o ser opacos.
- Generalmente son semiconductores
- Algunos ejemplos son: Boro (B), Silicio (Si), Germanio (Ge) y Arsénico (As).

ELEMENTOS METALOIDES



B



Si

Gases nobles

- Columna 18
- Se caracterizan por tener todos sus niveles electrónicos completos.
- Configuración electrónica del tipo **ns^2p^6** , **ns^2** (helio).
- En condiciones normales son químicamente inertes, sin embargo, se conocen algunas sales de criptón (Kr) y xenón (Xe).

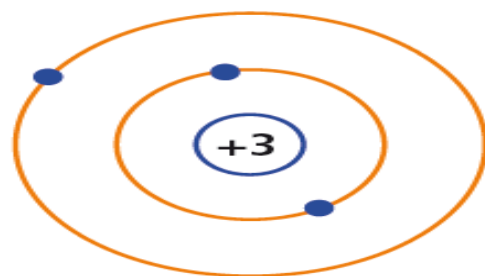
Carga nuclear efectiva (Z_{ef})

- Corresponde a la “carga real” con que el núcleo es capaz de atraer a un electrón. Aunque la carga nuclear efectiva depende de la cantidad de protones que contiene el núcleo (Z), no es lo único, pues los electrones se distribuyen en ciertas zonas del átomo, quedando algunos de ellos más cerca del núcleo y otros más alejados de él.

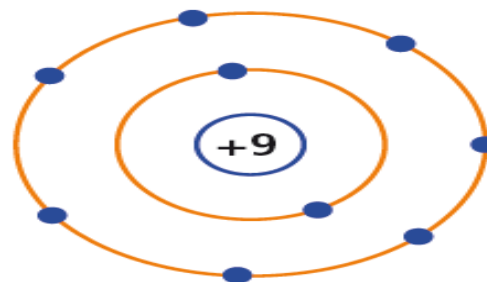
- Existirán electrones (como los del orbital 1s) que están expuestos directamente a toda la fuerza de atracción del núcleo (dada por sus protones) y que por ello son capaces de disminuir la fuerza con el que éste es capaz de atraer a los electrones que están más alejados. A esta acción de “bloqueo” de la fuerza atractiva del núcleo por parte de los electrones internos se le denomina **efecto pantalla o apantallamiento**.

Entonces, la carga nuclear efectiva (Z_{ef}) está dada por la resta entre la carga total del núcleo (Z) y el efecto pantalla (S):

$$Z_{\text{ef}} = Z - S$$



Litio ($Z = 3$)

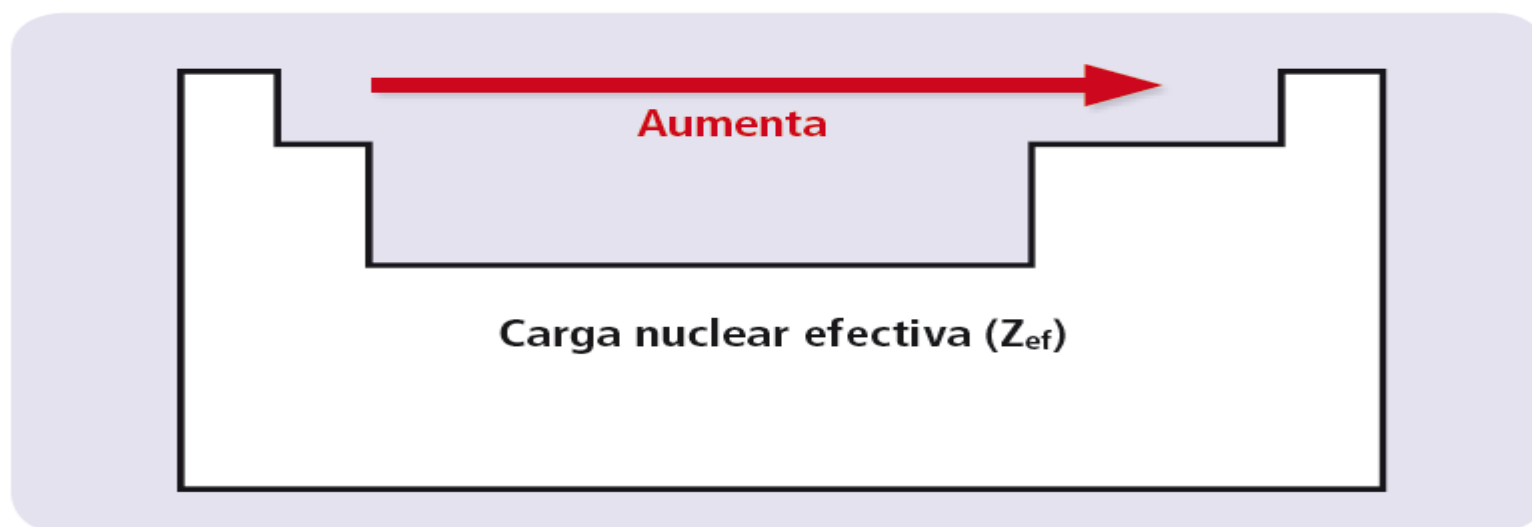


Flúor ($Z = 9$)

FIGURA 2.11. Representación de un átomo de litio (Li, $Z = 3$) y de un átomo de flúor (F, $Z = 9$)

$$Z_{\text{ef}} \text{ litio} < Z_{\text{ef}} \text{ flúor}$$

Este fenómeno se repite en todos los otros periodos, por tanto decimos que **la carga nuclear efectiva (Z_{ef}) aumenta de izquierda a derecha en todos los periodos de la tabla periódica.**



Propiedades Periódicas

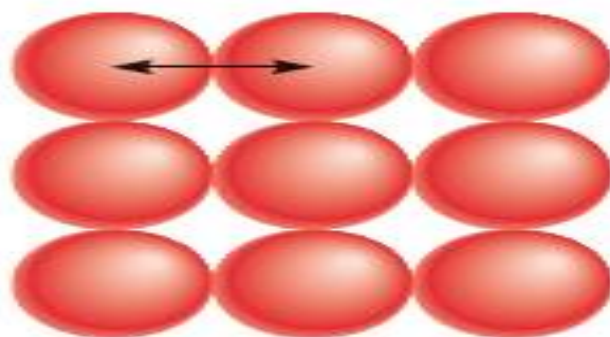
- **Propiedades periódicas de los elementos.**
- Las principales propiedades periódicas de los elementos son:
- **i)** Carga nuclear efectiva (Z_{ef})
- **ii)** Radio atómico (R.A.)
- **iii)** Radio iónico (R.I.)
- **iv)** Electroafinidad (E.A.) o afinidad electrónica (A.E.)
- **v)** Potencial de ionización (P.I.) o energía de ionización (E.I.)
- **vi)** Electronegatividad (E.N.)

Radio atómico (R.A.)

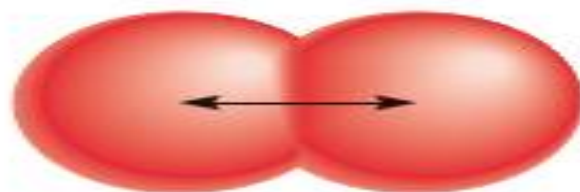
Es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos metálicos adyacentes o de una molécula diatómica

- i) Para los átomos que están unidos formando una red tridimensional, como en el caso de los metales, el radio atómico es simplemente la mitad de la distancia entre dos núcleos vecinos

- ii) Para los elementos que existen como **moléculas diatómicas sencillas**, como por ejemplo el **flúor (F₂)**, el **cloro (Cl₂)**, el **oxígeno (O₂)** y el **nitrógeno (N₂)**, el radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de los dos átomos que forman la molécula.



a)



b)

FIGURA 2.13. a) Radio atómico para especies que forman redes tridimensionales, como los metales. b) Radio atómico para elementos que forman moléculas diatómicas.

- **El radio atómico crece hacia abajo en los grupos**, pues a medida que bajamos a través de ellos, aumenta el número de niveles de energía existentes en los átomos, lo que implica un aumento de tamaño

- En los periodos, **la variación del radio atómico está directamente relacionada con la variación de la carga nuclear efectiva (Z_{ef})**, pues a mayor Z_{ef} **el núcleo atraerá con más fuerza a los electrones externos y por tanto el átomo será más pequeño.** (No olvidar que los elementos de un mismo periodo tienen igual cantidad de niveles pero diferente número de electrones de valencia). Así, **el radio atómico crece de derecha a izquierda en los periodos.**

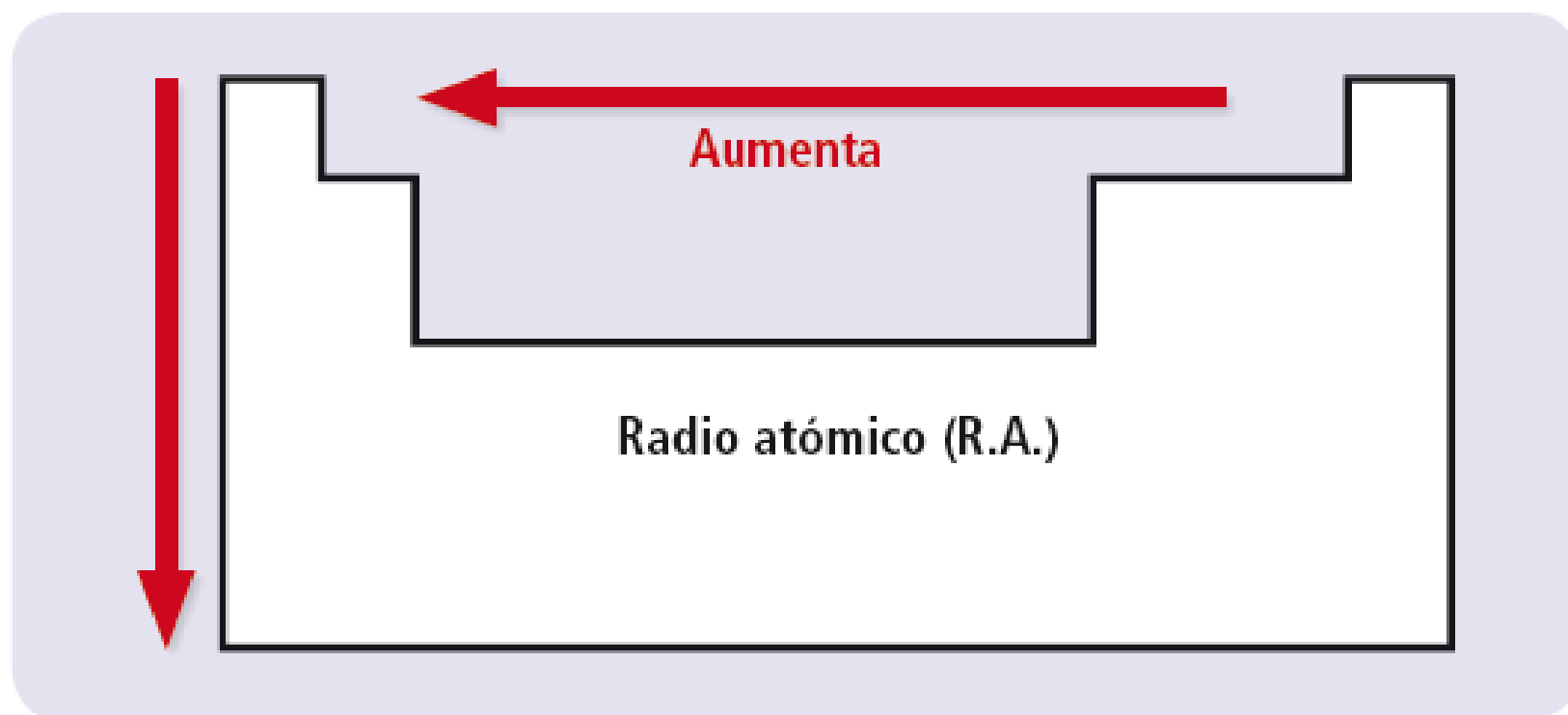


FIGURA 2.14. Representación esquemática de la tabla periódica donde se muestra el crecimiento del radio atómico (R.A.) a lo largo de grupos y periodos.

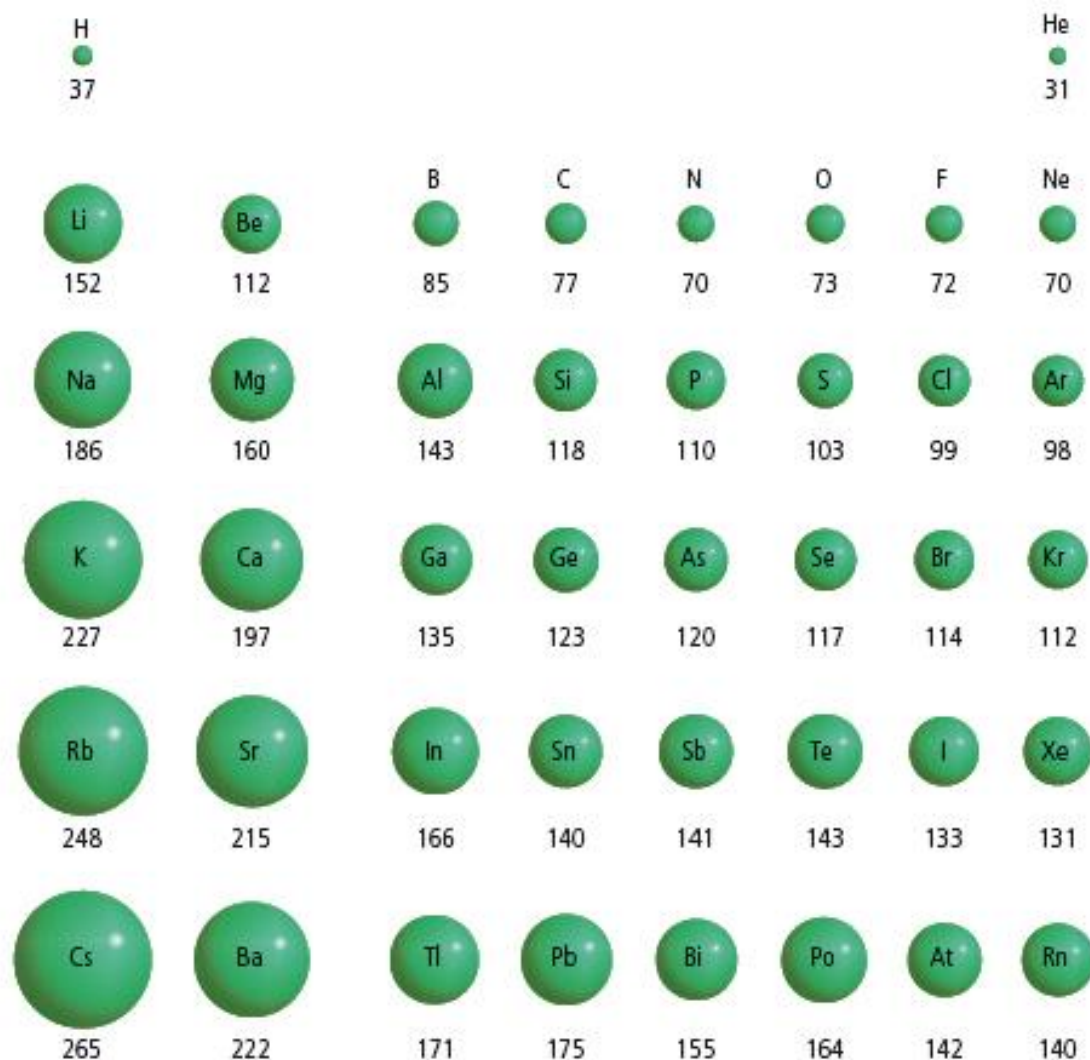


FIGURA 2.15. Valores referenciales para los radios atómicos de elementos representativos y gases nobles (en picómetros, pm).

Radio iónico (R.I.)

- Corresponde al radio de un catión o de un anión, vale decir, el radio de un elemento que ha perdido o ganado electrones respectivamente.

- Si un átomo gana uno o más electrones para convertirse en anión, **la repulsión entre los electrones sube y por tanto también el tamaño.**
- Así, el radio de un anión es mayor que el radio del átomo que lo originó: **$R_{\text{átomo}} < R_{\text{anión}}$**
- Un átomo pierde uno o más electrones para convertirse en catión, la repulsión entre los electrones que quedan baja, por tanto, el radio
- del catión es más pequeño que el radio del átomo que lo originó: **$R_{\text{catión}} < R_{\text{átomo}}$**

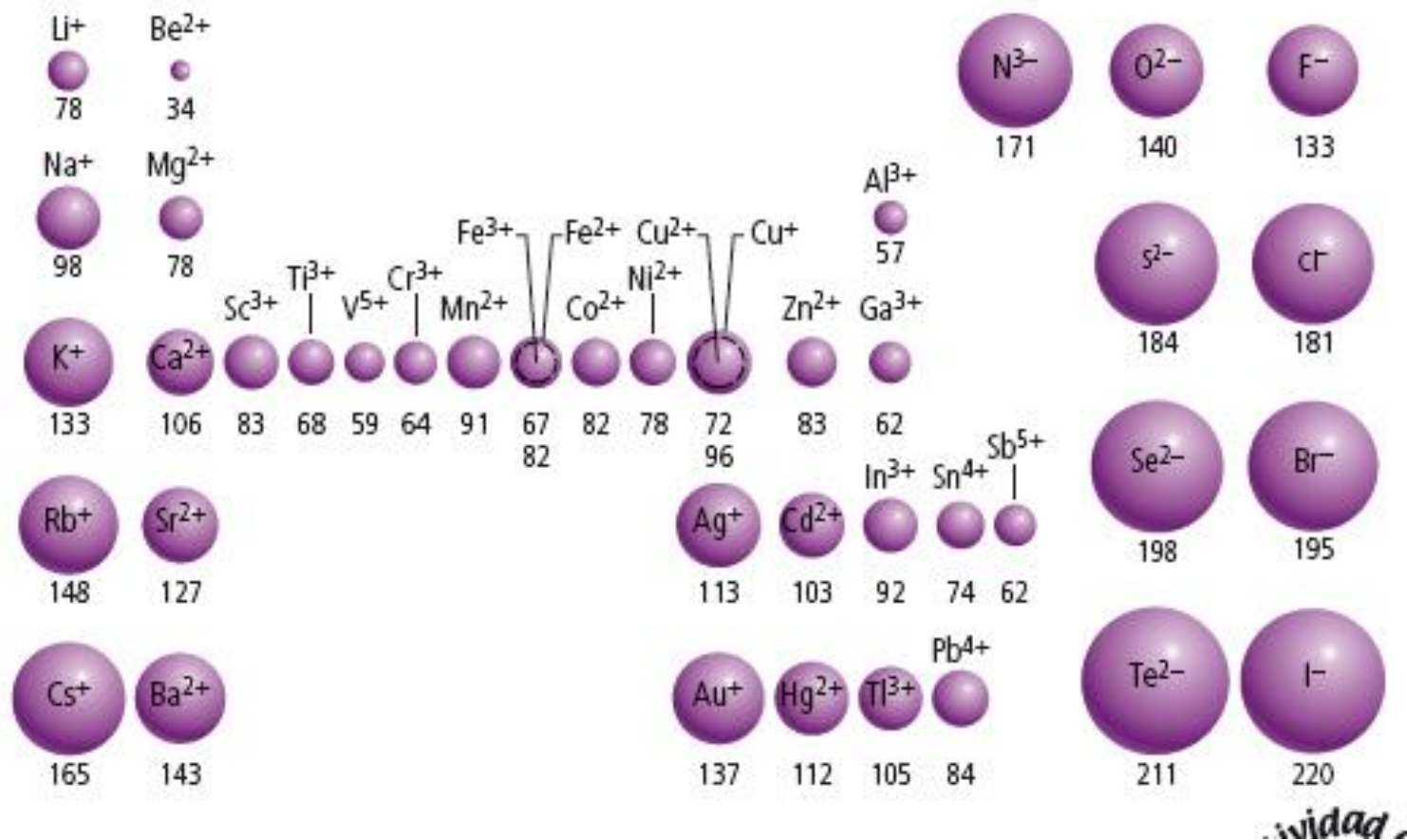
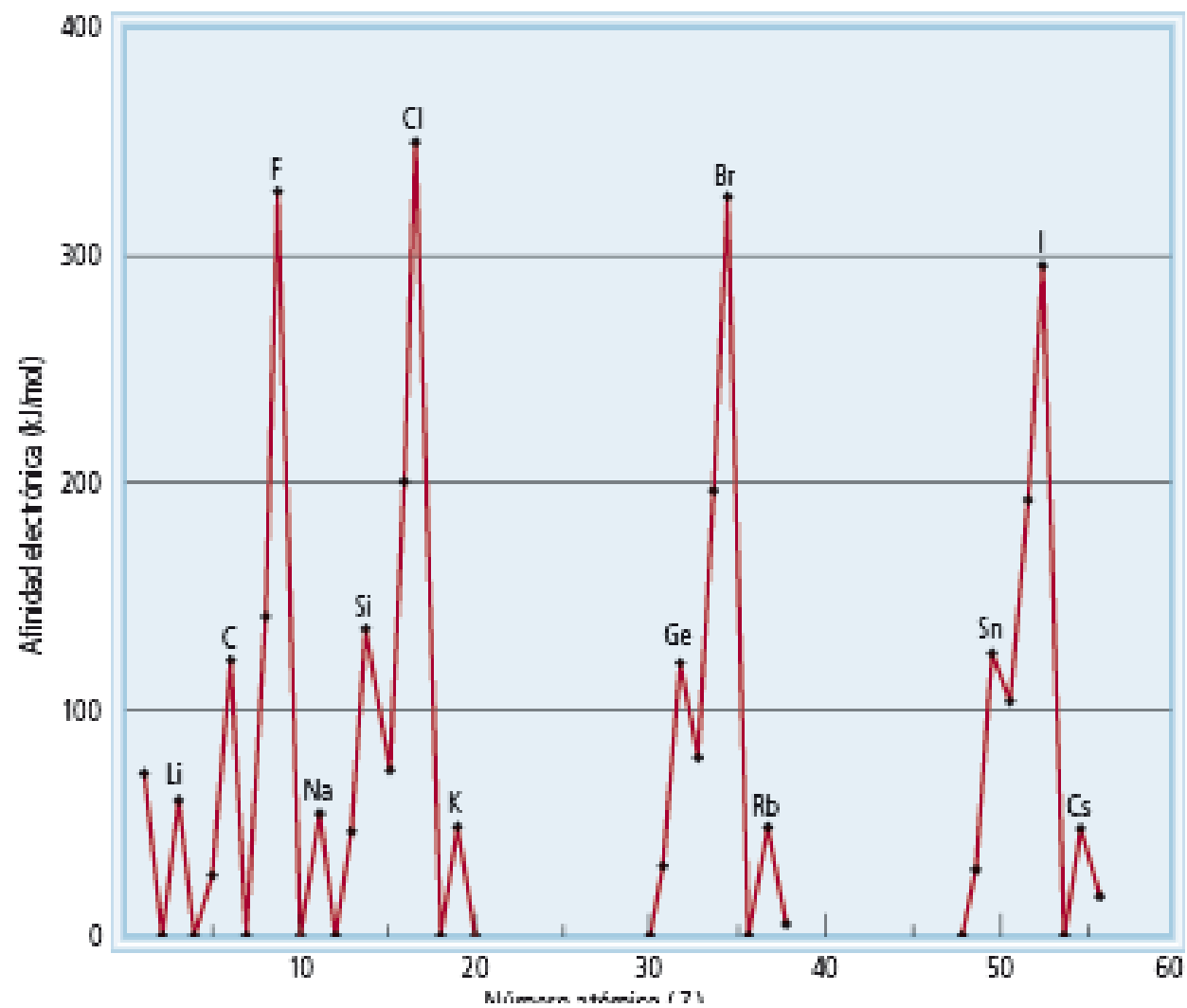
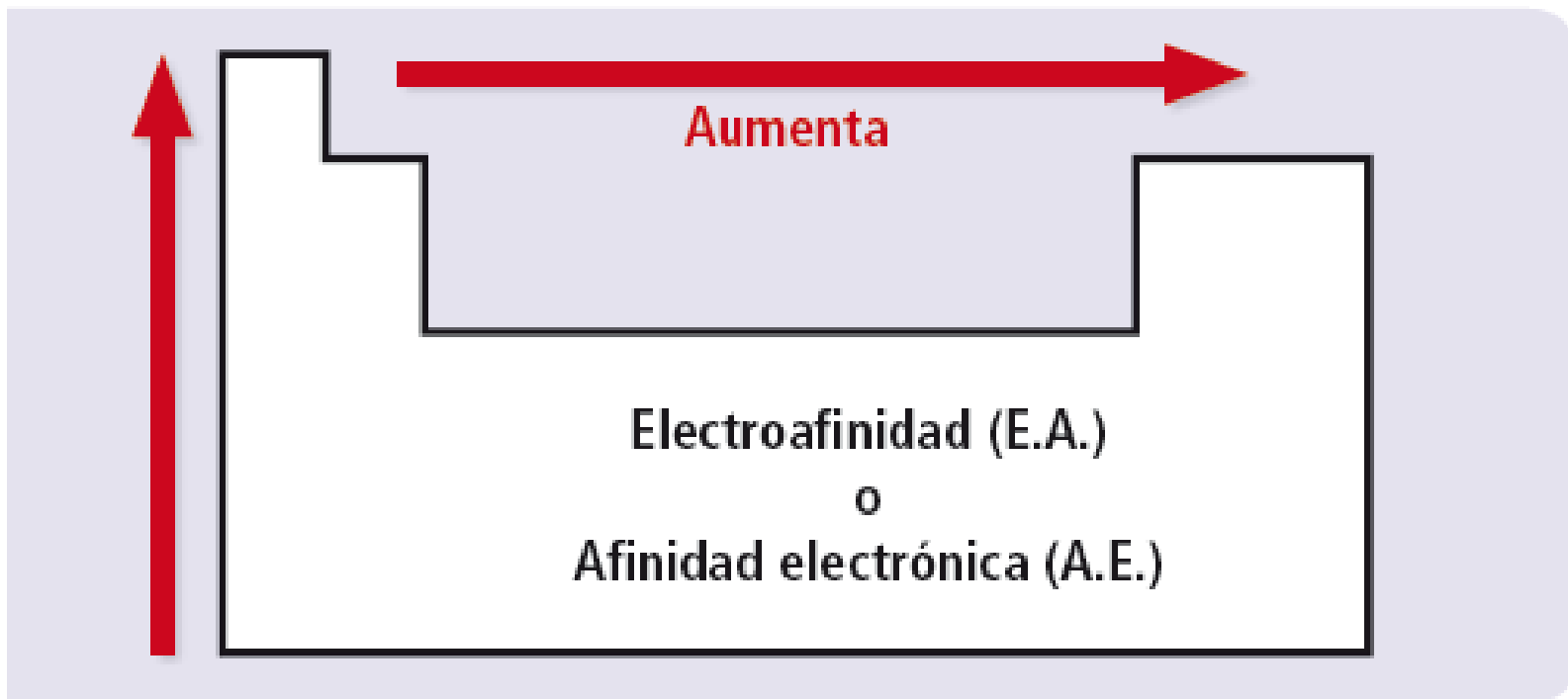


FIGURA 2.16. Valores referenciales para los radios de algunos iones comunes (en picómetros, pm), organizados según su posición en la tabla periódica.

Electroafinidad (E.A.) o Afinidad Electrónica (A.E.)

- Esta propiedad mide la capacidad de un átomo para aceptar un electrón, para formar aniones. **Formalmente se define como la energía liberada por un átomo, en estado gaseoso (aislado) y fundamental (no excitado), al captar un electrón,** e informalmente lo podemos pensar como **“qué tanto le gustan los electrones a un átomo”**.





- En los periodos los elementos más electroafines son los halógenos (grupo VIIA) y en los grupos, salvo algunas excepciones, son los elementos más pequeños (bajos Z). La variación en periodos se explica por el aumento de la carga nuclear efectiva (Z_{ef}) sin que aumente el número de niveles, lo que provoca una mayor atracción **núcleo-electrón**. Por su parte, en los grupos la variación se explica porque al aumentar el número atómico (Z) aumenta el número de niveles de energía y con ello disminuye la atracción del núcleo por los electrones externos. Así, decimos que la electroafinidad crece hacia la derecha en los periodos y hacia arriba en los grupos.

Energía de ionización (E.I.) o potencial de ionización (P.I.)

- La definimos como la *energía mínima necesaria para sacar un electrón de un átomo en estado gaseoso y fundamental.*

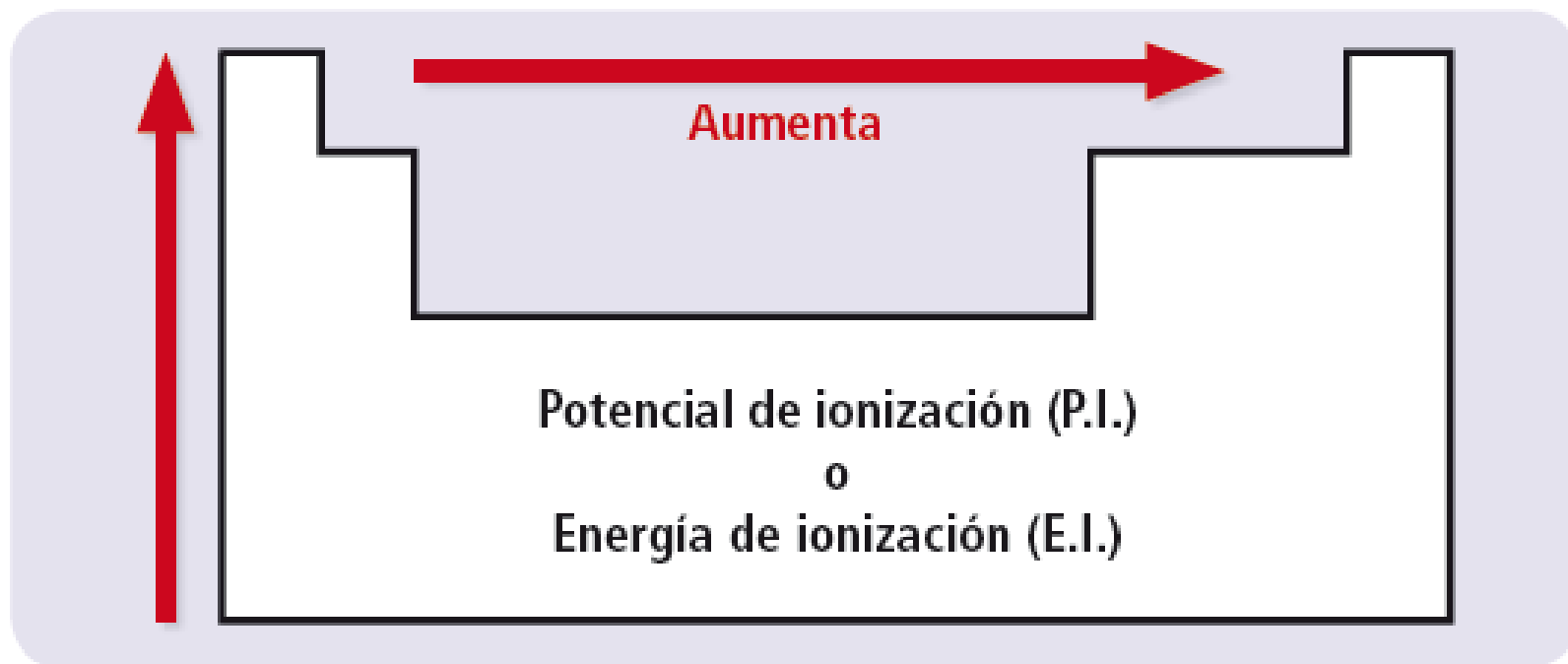


FIGURA 2.19. Representación esquemática de la tabla periódica donde se muestra el crecimiento del potencial de ionización o energía de ionización a lo largo de grupos y periodos.

- La energía de ionización la podemos entender como una medida de “**qué tan difícil es quitarle un electrón a un átomo**”. De esta forma, es posible predecir que a mayor atracción núcleo-electrón (mayor Z_{eff}) **más difícil será quitar un electrón al átomo**. Por lo tanto, **el potencial de ionización crece hacia la derecha en los periodos**.

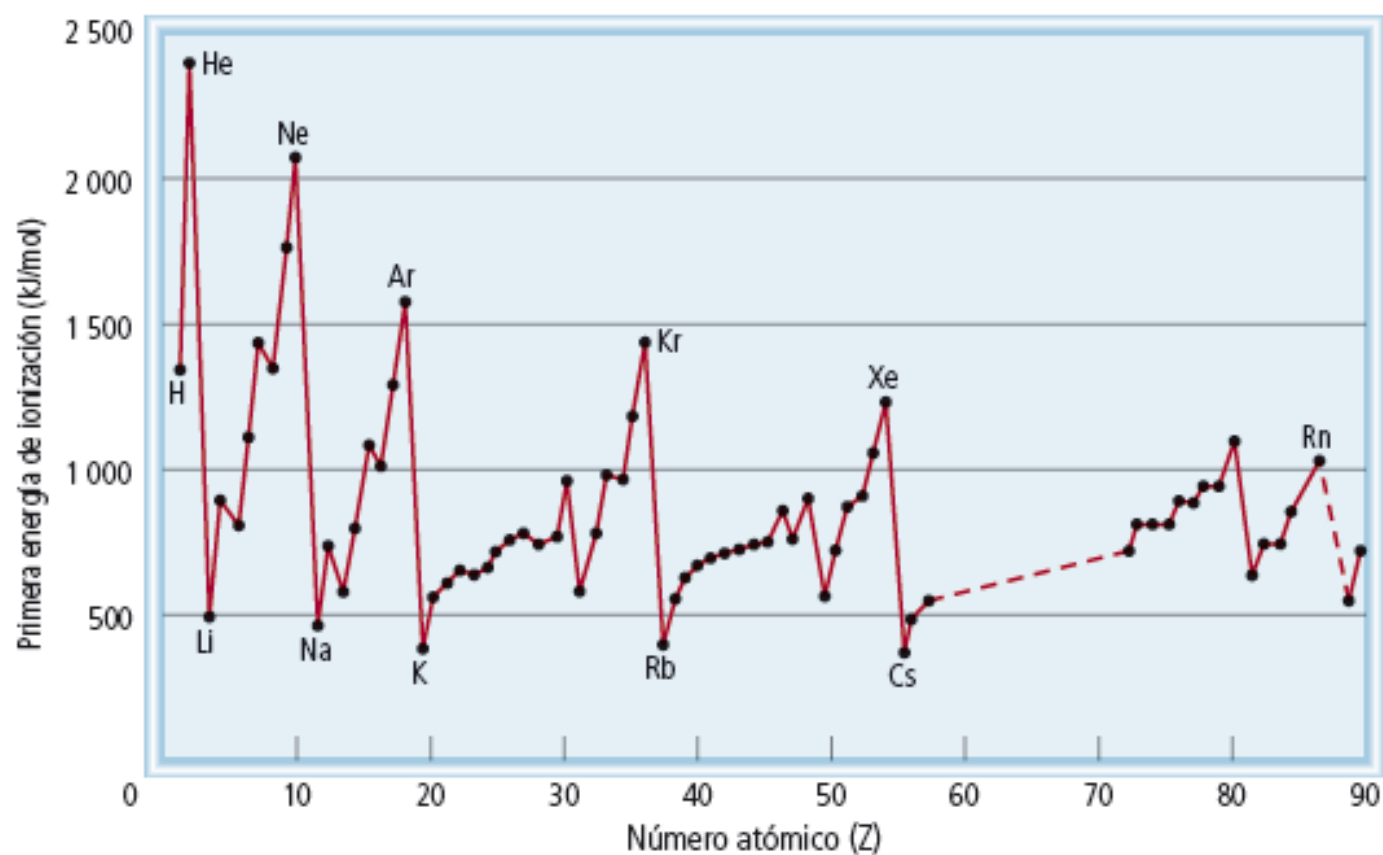


FIGURA 2.20. Variación de la primera energía de ionización en función de los números atómicos (Z).

Electronegatividad (E.N.)

- Definimos la electronegatividad como la **capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones en un enlace químico**, e informalmente la podemos pensar como “la fuerza que tiene un átomo de cierto elemento para ‘tirarle’ los electrones a otro”, como si fuera una competencia del popular juego de “tirar la cuerda”.

Electronegatividad (E.N.)

- La electronegatividad guarda relación **con el potencial de ionización, la electroafinidad y la carga nuclear efectiva**. Vale decir, la electronegatividad resulta de una combinación de factores, como sería qué tan difícil es quitarle electrones a un átomo, la estabilidad del elemento al ganar electrones y la eficiencia del núcleo para atraer a sus electrones.

general, la electronegatividad crece en los periodos de izquierda a derecha (hasta los halógenos) y en los grupos hacia arriba, por tratarse de una propiedad que combina la carga nuclear efectiva, el potencial de ionización y la electroafinidad, cuya variación fue explicada anteriormente.

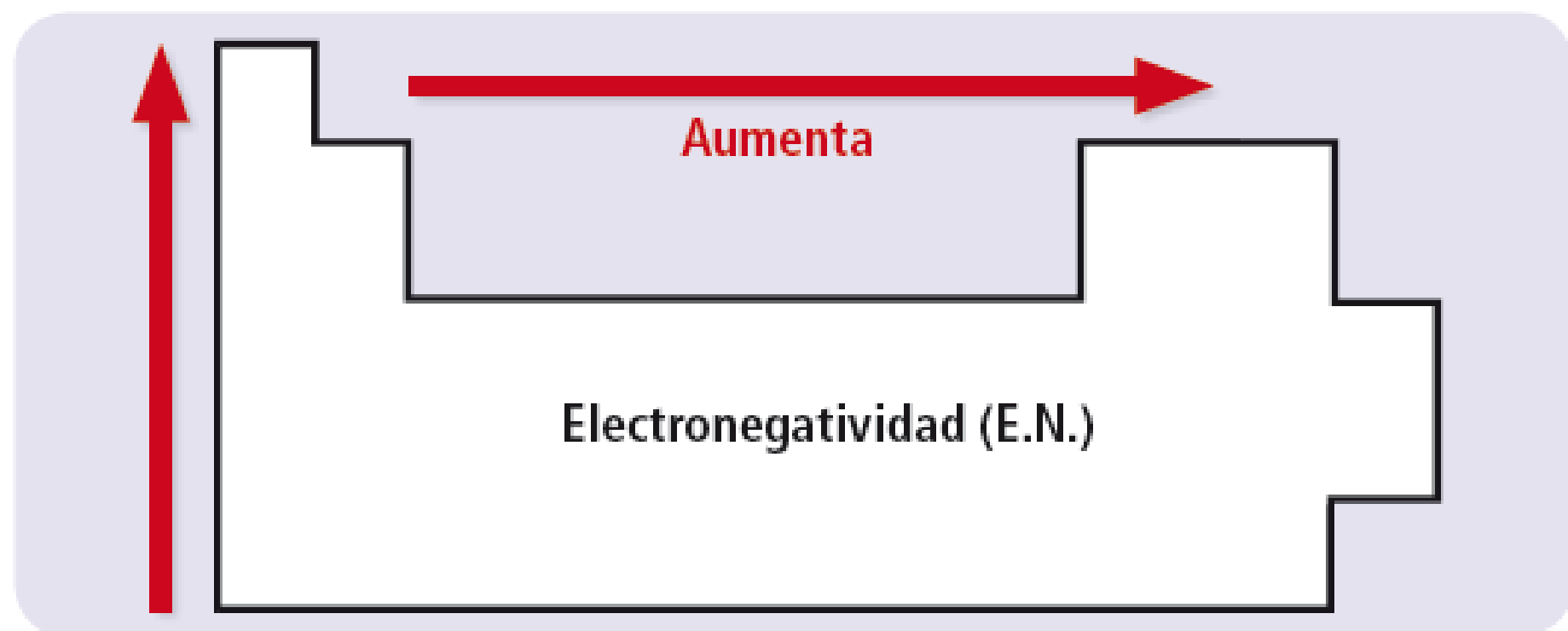


FIGURA 2.23. Representación esquemática de la tabla periódica donde se muestra el crecimiento de la electronegatividad a lo largo de grupos y periodos. Notar que el crecimiento en los periodos incluye solo un par de gases nobles.

