

QUÍMICA 2 BATXILLERAT

Unitat 10

PROPIETATS PERIÒDIQUES DELS ELEMENTS

Palladium		Silver	
46	195.09	79	196.9665
2,4		3,1	
Pt	1337.56	Au	19.3
[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹		[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹	

Els elements de la taula periòdica

La taula periòdica de Mendeleiev organitzava els elements descoberts fins aleshores segons l'ordre de les masses atòmiques. Va predir l'existència d'alguns elements i els va distribuir en 12 sèries horitzontals o **períodes** i en 8 columnes verticals o **grups**. L'èxit d'aquesta distribució va consistir, bàsicament, en el fet que els elements de cada grup tenen propietats similars.

La taula periòdica actual està constituïda per **7 períodes** i **18 grups** i és força similar a la proposada el 1871

(1) Indica l'isòtop més estable. (2) Els valors dels elements gasosos corresponen al líquid a temperatura d'ebullició.

Taules periòdiques molt completes

<http://www.edu365.cat/batxillerat/ciencies/taula/> (en català)

<http://scq.iec.cat/scq/nostrescoses/taula/taulespremiades/oriolbonjoch/taulaperiodica.htm> (en català)

<http://www.touchspin.com/chem/SWFs/pt2k50209.swf> (en anglès)

Propietats periòdiques: Energia d'ionització (I)

Les **PROPIETATS PERIÒDIQUES** dels elements vénen determinades per la configuració electrònica i les seves variacions estan directament relacionades amb la col·locació de l'element a la taula periòdica.

La **PRIMERA ENERGIA D'IONITZACIÓ** (E_i) és l'energia necessària per arrencar un electró d'un àtom en l'estat fonamental i en fase gasosa. És un valor experimental amb valor sempre positiu, ja que la ionització és un procés endotèrmic.

La **SEGONA ENERGIA D'IONITZACIÓ** (E_{i2}) és l'energia necessària per arrencar un electró d'un ió amb càrrega +1 en estat gasós. La tercera és l'energia que cal per arrencar un electró d'un àtom amb càrrega +2, i així successivament.

L'energia d'ionització es mesura en J/àtom, però a la pràctica se solen utilitzar com a unitats l' eV/àtom, el J/mol i el kJ/mol.

$$\frac{1 \text{ eV}}{\text{àtom}} \cdot \frac{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ àtoms}}{1 \text{ mol}} = 96\,488 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} = 96,49 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Des del punt de vista teòric, els **factors** que determinen la variació de l'energia d'ionització són:

- La **proximitat** entre l'electró i el nucli atòmic
- La **càrrega nuclear** que atreu els electrons
- L'**apantallament** que fan els electrons interiors respecte de l'electró que cal arrencar

Constant de Planck, longitud d'ona i espectres

La **constant de Planck** ($h=6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$) relaciona l'energia dels fotons amb la freqüència (ν) de l'ona luminosa.

$$E=h \cdot \nu$$

Per obtenir la longitud d'ona de la radiació capaç d'ionitzar un element en estat gasós hem de tenir en compte:

$$c=\lambda \cdot \nu$$

$$(c=3 \cdot 10^8 \text{ m/s. Velocitat de la llum})$$

El **nombre d'ona** determina la distància entre dues ones que es troben en la mateixa fase.

$$n=1/\lambda$$

El menor estat energètic que pot tenir un electró és el fonamental. Quan un electró es troba en un estat energètic superior es diu *excitat*. En aquestes condicions pot saltar a un estat inferior *emetent* energia (es formarà un espectre d'**emissió**). Si passem un electró a un estat superior hi haurà *absorció* d'energia (es formarà un espectre d'**absorció**).

$$1/\lambda=R_H (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$$

$$(R_H=1,0968 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}. \text{ Constant de Rydberg})$$

Càlcul de l'increment d'energia per passar d'un estat a un altre:

$$\Delta E=h \cdot c \cdot 1/\lambda$$

Moviments de les molècules:

- Sòlids. **Vibració**
- Líquids. **Rotació** i vibració
- Gasos. **Translació**, rotació i vibració

Depèn de la radiació pot haver-hi canvi en els tipus de moviment de les molècules.

Radiacions electromagnètiques i les molècules

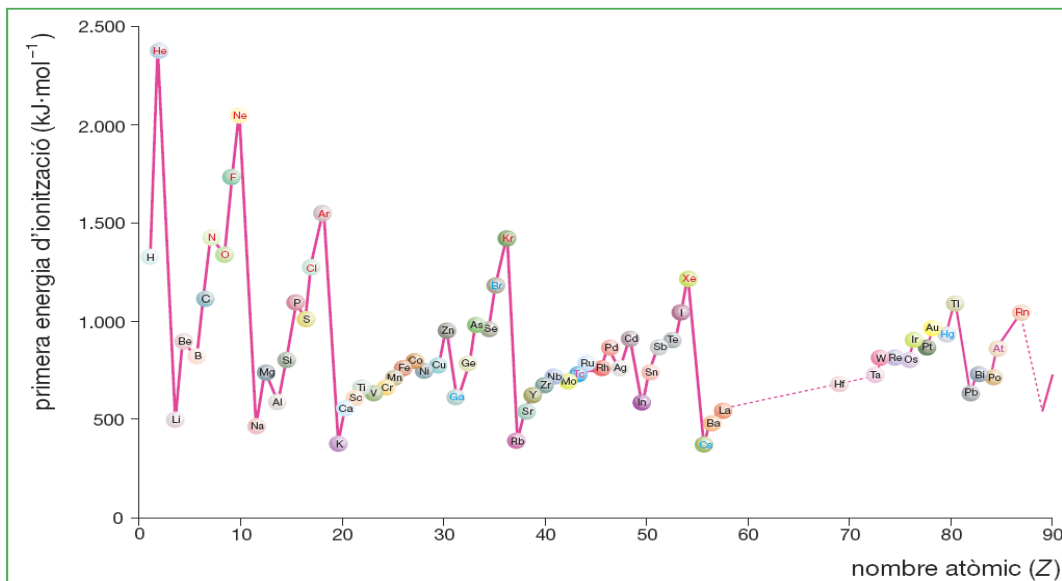
Tipus de radiació	Tipus de canvi	Interval d'Energia (J)
Microones	Nivell d'E rotació	$1 \cdot 10^{-22}$ a $1 \cdot 10^{-20}$
Infraroig (IR)	Nivell d'E vibració	$1 \cdot 10^{-20}$ a $1 \cdot 10^{-19}$
Visible i ultraviolat (UV)	Nivell d'E electrònica	$1 \cdot 10^{-19}$ a $1 \cdot 10^{-16}$

Propietats periòdiques: Energia d'ionització (II)

Si combinem els factors que determinen la variació de l'energia d'ionització, obtenim que:

- **Dins d'un mateix grup:** com més amunt, l'energia d'ionització és més gran.
- **Dins d'un mateix període:** com més a la dreta, l'energia d'ionització és més gran.

augment																	
augment	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIA	VIII	IX	X	XI	XII	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
	1																
	2																
	3																
	4																
	5																
	6																
	7																



Variació de la primera energia d'ionització (en català)

<http://www.edu365.cat/batxillerat/ciencies/taula/properiodicas/energioniza1.html>



Vídeo que mostra de forma foça evident la variació de l'energia d'ionització en la taula periòdica (en castellà)

<http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/Usrn/lentiscal/1-CDQuimica-TIC/Videos/Energiadelonizacion.wmv>

Propietats periòdiques: Afinitat electrònica

L'AFINITAT ELECTRÒNICA (E_{af}) és el canvi d'energia que es produeix quan un àtom neutre en estat gasós capta un electró i es forma un anió, també en estat gasós. es mesura amb les mateixes unitats que l'energia d'ionització.

En general, es tracta d'un procés exotèrmic. Per tant, d'acord amb el conveni de signes de la IUPAC, l'afinitat electrònica de la majoria d'elements és negativa, tot i que n'hi ha alguns amb l'afinitat electrònica positiva (els gasos nobles i els metalls alcalinoterris).

L'AFINITAT ELECTRÒNICA (E_{af}) és el canvi d'energia que es produeix quan un àtom neutre en estat gasós capta un electró i es forma un anió, també en estat gasós. es mesura amb les mateixes unitats que l'energia d'ionització.

En general, es tracta d'un procés exotèrmic. Per tant, d'acord amb el conveni de signes de la IUPAC, l'afinitat electrònica de la majoria d'elements és negativa, tot i que n'hi ha alguns amb l'afinitat electrònica positiva (els gasos nobles i els metalls alcalinoterris).

Els **factors** que determinen la variació de l'afinitat electrònica dintre del sistema periòdic són:

- La **proximitat** entre l'electró captat i el nucli.
- La **càrrega nuclear** que atreu l'electró.
- L'**apantallament** que fan els electrons interiors respecte a l'electró captat.

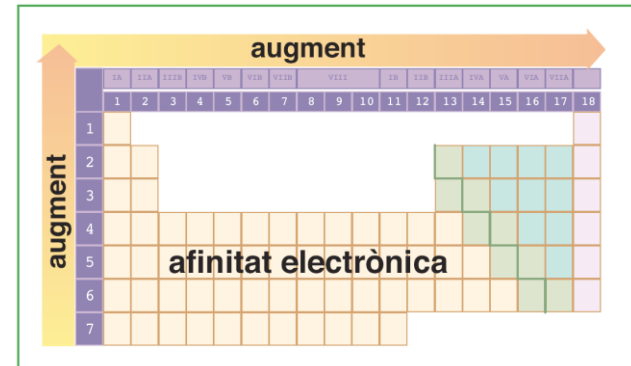
- Els **factors** que determinen la variació de l'afinitat electrònica dintre del sistema periòdic són:
- La **proximitat** entre l'electró captat i el nucli.
 - La **càrrega nuclear** que atreu l'electró.
 - L'**apantallament** que fan els electrons interiors respecte a l'electró captat.
-

Si combinem aquests tres factors, obtenim que:

- **Dins d'un mateix grup.** Com més amunt de la taula més afinitat.
- **Dins d'un mateix període.** Com més a la dreta de la taula més afinitat.



- Si combinem aquests tres factors, obtenim que:
- **Dins d'un mateix grup.** Com més amunt de la taula més afinitat.
 - **Dins d'un mateix període.** Com més a la dreta de la taula més afinitat.
- 



Variació de l'afinitat electrònica (en català)
<http://www.edu365.cat/batxillerat/ciencies/taula/properiodicas/afinidad.html>

Variació de l'afinitat electrònica (en català)
<http://www.edu365.cat/batxillerat/ciencies/taula/properiodicas/afinidad.html>

Vídeo explicatiu de l'afinitat electrònica (en castellà)
<http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/Usrn/lentiscal/1-CDQuimica-TIC/Videos/Afinidadelectronica.wmv>

Vídeo explicatiu de l'afinitat electrònica (en castellà)
<http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/Usrn/lentiscal/1-CDQuimica-TIC/Videos/Afinidadelectronica.wmv>

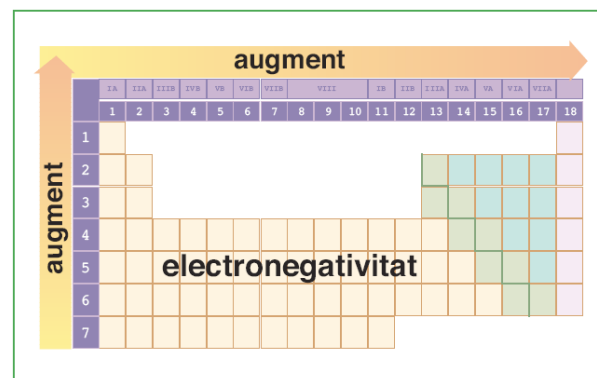
Propietats periòdiques: Electronegativitat

L'**ELECTRONEGATIVITAT** (E_n) mesura la tendència d'un àtom a atreure els electrons quan es combina. L'electronegativitat no té unitats. A l'element amb més tendència a captar electrons —el fluor—, se li va assignar arbitràriament un valor d'electronegativitat 4. A partir d'aquest valor, per comparació, es van establir els valors de les electronegativitats dels altres elements.

Variació de l'electronegativitat en la taula periòdica:

- **Dins d'un mateix grup.** Com més amunt de la taula més afinitat.
- **Dins d'un mateix període.** Com més a la dreta de la taula més afinitat.

És a dir, l'electronegativitat varia de la mateixa manera que l'afinitat electrònica, E_{af} , i l'energia d'ionització, E_i .



Variació de l'electronegativitat en la taula periòdica

<http://www.edu365.cat/batxillerat/ciencies/taula/properiodicas/electroneg.html> (en català)

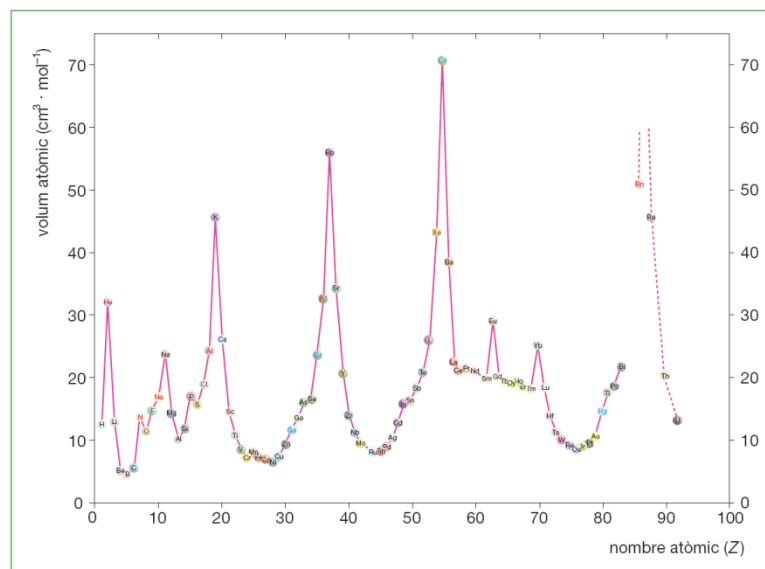
Propietats periòdiques: Volum atòmic

El **VOLUM ATÒMIC** es defineix com l'espai que ocupa un àtom. El volum atòmic es calcula a partir del volum d'un mol d'àtoms en el seu fonamental i en la seva presentació més estable, donat que sabem el nombre d'àtoms que conté un mol ($6,023 \cdot 10^{23}$)

Variació del volum atòmic:

Dins d'un mateix grup, el volum atòmic augmenta de dalt a baix

Dins d'un mateix període, el volum atòmic disminueix al principi, però augmenta cap al final. L'explicació d'aquesta variabilitat és deguda a dos factors oposats entre ells. En augmentar el nombre atòmic, augmenta l'atracció nuclear, la qual cosa implica una disminució de volum. Però també suposa un augment del nombre d'electrons i, com a conseqüència, es produeix més apantallament i més repulsió electrostàtica entre els mateixos electrons, la qual cosa comporta un augment de volum. Aquest efecte és més important en els períodes llargs, perquè hi ha més electrons i, per tant, més repulsió.



Variació del volum atòmic a la taula periòdica (en català)

<http://www.edu365.cat/batxillerat/ciencies/taula/properiodicas/volatomico.html>

Propietats periòdiques: Radis atòmics i radis iònics

El **RADI ATÒMIC** es considera la meitat de la distància entre els dos nuclis de dos àtoms d'un mateix element que formin una molècula diatòmica, una estructura covalent o una estructura amb enllaç metàl·lic.

El **RADI IÒNIC** és el radi de l'ió resultant d'un àtom quan perd o guanya electrons.

La variació del radi atòmic i la del radi iònic en relació amb la taula periòdica són com la s'observa en el volum atòmic

1A (1)	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	Gasos nobles (18)
H 0,37							He 0,50
Li 1,52	Be 1,11	B 0,88	C 0,77	N 0,70	O 0,66	F 0,64	Ne 0,70
Na 1,86	Mg 1,60	Al 1,43	Si 1,17	P 1,10	S 1,04	Cl 0,99	Ar 0,94
K 2,31	Ca 1,97	Ga 1,22	Ge 1,22	As 1,21	Se 1,17	Br 1,14	Kr 1,09
Rb 2,44	Sr 2,15	In 1,62	Sn 1,40	Sb 1,41	Te 1,37	I 1,33	Xe 1,30
Cs 2,62	Ba 2,17	Tl 1,71	Pb 1,75	Bi 1,46	Po 1,50	At 1,40	Rn 1,40

Mesures relatives de radis atòmics

1A (1)	2A (2)	3A (13)	5A (15)	6A (16)	7A (17)
Li ⁺ 0,60	Be ²⁺ 0,31		N ³⁻ 1,71	O ²⁻ 1,40	F ⁻ 1,36
Na ⁺ 0,95	Mg ²⁺ 0,65	Al ³⁺ 0,50		S ²⁻ 1,84	Cl ⁻ 1,81
K ⁺ 1,33	Ca ²⁺ 0,99	Ga ³⁺ 0,62		Se ²⁻ 1,98	Br ⁻ 1,85
Rb ⁺ 1,48	Sr ²⁺ 1,13	In ³⁺ 0,81		Te ²⁻ 2,21	I ⁻ 2,16
Cs ⁺ 1,69	Ba ²⁺ 1,35	Tl ³⁺ 0,95			

Mesures relatives de radis iònics

Propietats periòdiques: Caràcter metàl·lic i no metàl·lic

Els **METALLS** es caracteritzen per la relativa facilitat per perdre electrons i formar ions positius. Tenen energies d'ionització baixes, radis atòmics relativament grans i són poc electronegatius.

Els **NO METALLS** presenten propietats antagòniques a les dels metalls. Tenen força electrons en el nivell de valència, guanyen electrons fàcilment i s'estabilitzen. En conseqüència, la seva afinitat electrònica és elevada i són molt electronegatius.

Les taules periòdiques indiquen la separació entre metalls i no-metalls. Els primers, més abundants, ocupen la part esquerra i central de la taula. Els no-metalls, excepte l'hidrogen, n'ocupen la part superior dreta.

La separació entre metalls i no-metalls no és precisa. Els elements situats prop de la línia divisòria presenten propietats intermèdies entre les dels metalls i les dels no-metalls. Aquests elements, anomenats **semimetalls**.

	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII	VIII	VIII	IX	X	XIB	XIIB	IVA	VA	VIA	VIIA	VIII
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1																			
2																			
3																			
4																			
5																			
6																			
7																			

Caràcter metàl·lic i no metàl·lic en la taula periòdica (en català)

http://www.edu365.cat/batxillerat/ciencies/taula/tablas/sp_cmetalico.html

Propietats periòdiques: Caràcter oxidant i reductor

Un element és **OXIDANT** quan té tendència a captar electrons i, per tant, a esdevenir ió negatiu.

Un element és més oxidant com més gran és la seva afinitat electrònica o com més electronegatiu és

Un element és **REDUCTOR** quan té tendència a perdre electrons i, per tant, a esdevenir ió positiu.

Un element és més reductor com més petita és la seva energia d'ionització

