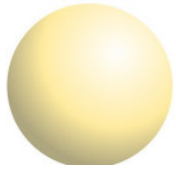


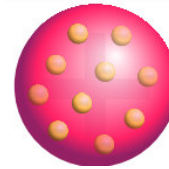
ESTRUCTURA ATÓMICA

ESTRUCTURA ATÓMICA. MODELOS ATÓMICOS

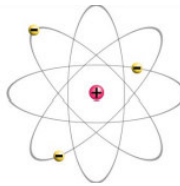
MODELO DE DALTON



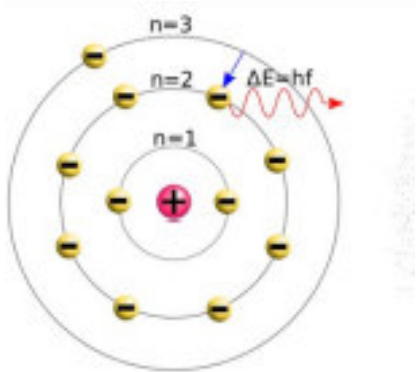
MODELO DE THOMSON



MODELO DE RUTHERFORD



MODELO DE BOHR



Postulados

1º O electrón só xira ao redor do núcleo en certas órbitas. O espazo que rodea as órbitas está **cuantizado**: hai zonas permitidas e zonas non permitidas.

2º Só son posibles as órbitas nas que o momento angular do electrón ($L = m \cdot r \cdot v$) n é múltiplo de $h/2\pi$

$$m \cdot r \cdot v = n \cdot h/2\pi$$

m = masa do electrón

v = velocidade do electrón

r = radio da órbita

h = constante de Planck

n = **número cuántico principal**, toma valores: 1,2,3 ...que indica a órbita na que se atopa.

3º Cada órbita caracterízase por un certo valor de enerxía, cando un electrón pasa dunha órbita a outra absorbe ou emite enerxía en forma de fotóns.

$$|\Delta E| = h \cdot f = h \cdot c/\lambda$$

MECÁNICA CUÁNTICA

A principios do século XX a mecánica cuántica triunfa onde a mecánica clásica fracasara e orixina un modelo atómico que permite explicar a ordenación periódica dos elementos e o enlace químico.

- **Hipótese de De Broglie:**

A luz compórtase como unha onda (Planck)

A luz compórtase como un corpo (Einstein)

$$E = h \cdot f$$

$$E = m \cdot c^2$$

$$h \cdot f = m \cdot c^2$$

$$(f = c/\lambda)$$

$$c/\lambda \cdot f = m \cdot c^2$$

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot c}$$

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

Toda a partícula en movemento leva asociada unha onda cunha lonxitude inversamente proporcional ao momento lineal desa partícula.

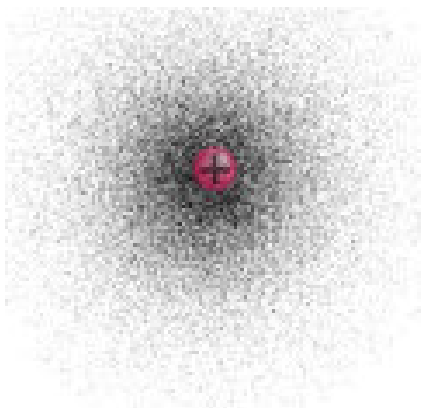
- **Principio de incerteza de Heisenberg:**

É imposible determinar con exactitude e simultaneamente a posición e a velocidade dun electrón.

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq h/4\pi$$

Como a determinación simultánea e exacta da posición e da velocidade é indispensable para describir unha traxectoria, este principio demostra que é imposible coñecer a traxectoria dun electrón. Polo tanto, débese de falar de **probabilidade** de atopar o electrón nunha determinada zona. Desta forma, orixínase o concepto de **orbital**.

Un **orbital atómico** é unha rexión do espazo arredor do núcleo na que existe **gran probabilidade de encontrar un electrón** cunha enerxía determinada.



O concepto de orbital contradí o de orbitas do modelo de Bohr.

NÚMEROS CUÁNTICOS

Cada electrón dun átomo represéntase polos catro números cuánticos.

- **n: número cuántico principal**, toma valores 1,2,3

Canto maior sexa n maior será o nivel enerxético, o volume do orbital e polo tanto a distancia media do electrón ao núcleo.

- **l: número cuántico secundario**, toma valores 0,1,2, n-1

Relacionado co tipo e forma do orbital.

- **m: número cuántico magnético**, toma valores -l ...0... +l

Relacionado coa orientación dos orbitais no espazo.

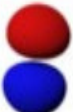
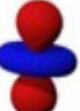
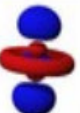
- **s: número cuántico spin**, toma valores -1/2 ou +1/2.

Relacionado co xiro do electrón.

Número cuántico l	Orbital
0	s
1	p
2	d
3	f

Un orbital queda definido cos tres primeiro números cuánticos (n, l, m).

Para identificar un electrón precisamos os catro número cuánticos (n, l, m s)

	s ($\ell = 0$)	p ($\ell = 1$)			d ($\ell = 2$)					f ($\ell = 3$)						
	$m = 0$	$m = 0$	$m = \pm 1$		$m = 0$	$m = \pm 1$		$m = \pm 2$		$m = 0$	$m = \pm 1$		$m = \pm 2$		$m = \pm 3$	
	s	p_z	p_x	p_y	d_{z²}	d_{xz}	d_{yz}	d_{xy}	d_{x²-y²}	f_{z³}	f_{xz²}	f_{yz²}	f_{xyz}	f_{z(x²-y²)}	f_{x(x²-3y²)}	f_{y(3x²-y²)}
n = 1																
n = 2																
n = 3																
n = 4																

Exercícios

Páx 102- exercicios 5,6,7,8,9

Páx 72 (libro novo)

- **Principio de exclusión de Pauli:** nun átomo calquera non pode haber dous electróns cos catro números cuánticos iguais.

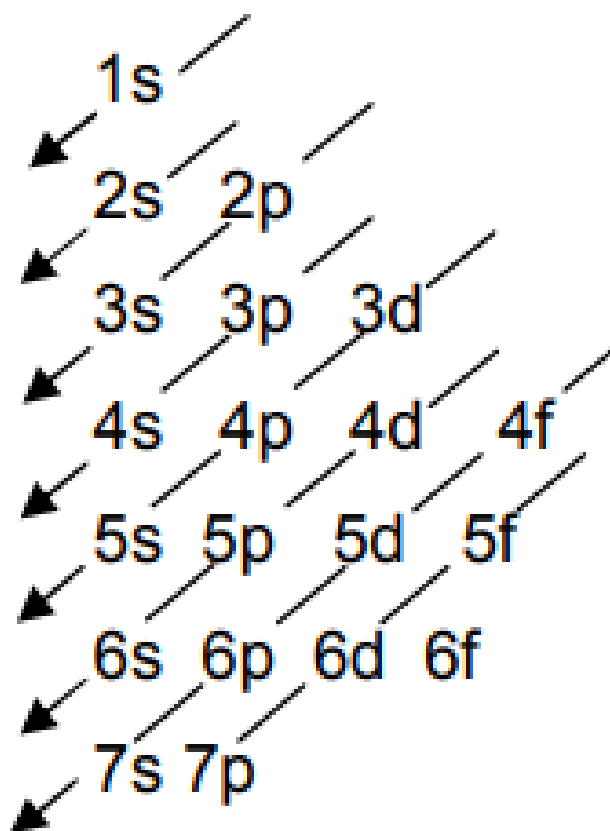
Como un orbital queda definido polos número cuánticos (n , l , m), dous electróns que se atopan no mesmo orbital deben de diferenciarse no número cuántico spin ($+1/2$ ou $-1/2$), polo tanto nun orbital poden existir como máximo dous electróns.

Completar a táboa

Tipo de orbital	Valor l	Valor m	Total de orbitais	Nº máximo de electróns
S				
P				
d				
f				

CONFIGURACIÓNS ELECTRÓNICAS. ENERXÍA DOS ORBITAIS ATÓMICOS

Diagrama de Moeller



A configuración electrónica dun átomo é a representación dos seus electróns nos distintos orbitais.

Configuración simplificada

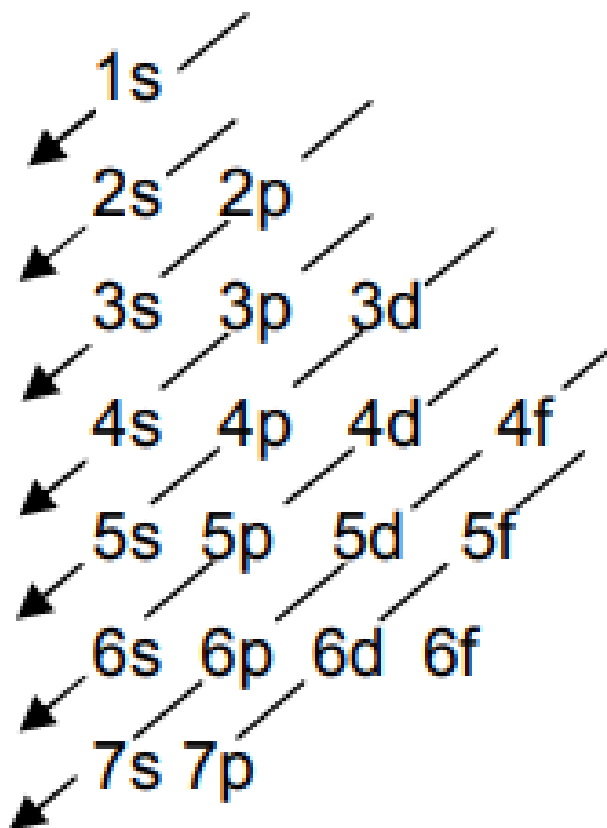
Mg (Z=12): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Mg (Z=12): $[\text{Ne}]3s^2$

Irregularidades, prodúcense nalgúns elementos de transición ou de transición interna, debido ao aumento de estabilidade que se consegue cando os orbitais d están cheos (d^{10}) ou semicheos (d^5).

Cr (24)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 2s^2 3d^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 2s^1 3d^5$
---------	--------------------------------------	--------------------------------------

Nas configuracións dos ions monoatómicas hai que ter en conta a cantidade de electróns que gaña ou perde.



● $1s^2 2s^2 2p^2$ Estado fundamental

● $1s^2 2s^2 3p^1$ Estado excitado

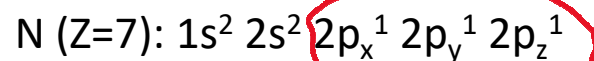
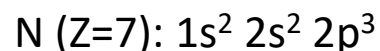
● $1s^2 2s^2 2d^2 3s^1$ Configuración imposible

Exercicios

Páxina 103 exercicio 16 e 17

Páxina 73

- Principio de máxima multiplicidade de Hund, cando os electróns ocupan orbitais de igual enerxía (dexenerados), fano de xeito que ocupen o maior número de orbitais posibles. Isto débese a que ao situarse os electróns en rexións distintas as repulsións entre eles son menores.



Electróns desapareados

O SISTEMA PERIÓDICO

SISTEMA PERIÓDICO

Tabla periódica de los elementos

grupo 1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H 1.00794 hidrógeno	2 He 4.002602 helio											3 B 10.811 boro	4 C 12.0107 carbono	5 N 14.0067 nitrógeno	6 O 15.9994 oxígeno	7 F 18.998403 flúor	8 Ne 20.1797 neón
3 Li 6.941 litio	4 Be 9.012182 berilio											5 Al 26.981538 aluminio	6 Si 28.0855 silicio	7 P 30.973762 fósforo	8 S 32.065 azufre	9 Cl 35.453 cloro	10 Ar 39.948 argón
4 K 39.0983 potasio	5 Ca 40.078 calcio	6 Sc 44.95591 escandio	7 Ti 47.867 titanio	8 V 50.9415 vanadio	9 Cr 51.9962 cromo	10 Mn 54.938045 manganeso	11 Fe 55.845 hierro	12 Co 58.933195 cobalto	13 Ni 58.6934 níquel	14 Cu 63.546 cobre	15 Zn 65.38 zinc	16 Ga 69.723 galio	17 Ge 72.64 germanio	18 As 74.92160 arsénico	19 Se 78.96 selenio	20 Br 79.904 bromo	21 Kr 83.798 kriptón
5 Rb 85.4678 rubidio	6 Sr 87.62 estroncio	7 Y 88.90585 itrio	8 Zr 91.224 zirconio	9 Nb 92.90638 niobio	10 Mo 95.96 molibdeno	11 Tc (98) tecnecio	12 Ru 101.07 rutenio	13 Rh 102.9055 rodio	14 Pd 106.42 paladio	15 Ag 107.8682 plata	16 Cd 112.411 cadmio	17 In 114.818 indio	18 Sn 118.710 estaño	19 Sb 121.760 antimonio	20 Te 127.60 telurio	21 I 126.90544 yodo	22 Xe 131.293 xenón
6 Cs 132.9054 cesio	7 Ba 137.327 bario	8 Lu 174.9668 lutecio	9 Hf 178.49 hafnio	10 Ta 180.94788 tantalio	11 W 183.84 wolframio	12 Re 186.207 renio	13 Os 190.23 osmio	14 Ir 192.222 iridio	15 Pt 195.084 platino	16 Au 196.96657 oro	17 Hg 200.59 mercurio	18 Tl 204.3833 talio	19 Pb 207.2 plomo	20 Bi 208.9804 bismuto	21 Po (209) polonio	22 At (210) astato	23 Rn (222) radón
7 Fr (223) francio	8 Ra (226) radio	9 Lr (262) lawrencio	10 Rf (261) rutherfordio	11 Db (262) dubnio	12 Sg (266) seaborgio	13 Bh (264) bohrio	14 Hs (277) hassium	15 Mt (268) meitnerio	16 Ds (271) darmstadtio	17 Rg (272) roentgenio	18 Cn (285) copernicio	19 Nh (284) nihonio	20 Fl (286) flerovio	21 Mc (288) moscovio	22 Lv (293) livermorio	23 Ts (294) teneso	24 Og (294) oganesón

Diagrama de configuración electrónica



Notas

- * 1. Signos: +16-485, etc.
- * 2. Signos: los elementos 1-10, 11-18, 19-20, 21-22, 23-24, 25-26, 27-28, 29-30, 31-32, 33-34, 35-36, 37-38, 39-40, 41-42, 43-44, 45-46, 47-48, 49-50, 51-52, 53-54, 55-56, 57-58, 59-60, 61-62, 63-64, 65-66, 67-68, 69-70, 71-72, 73-74, 75-76, 77-78, 79-80, 81-82, 83-84, 85-86, 87-88, 89-90, 91-92, 93-94, 95-96, 97-98, 99-100, 101-102, 103-104, 105-106, 107-108, 109-110, 111-112, 113-114, 115-116, 117-118, 119-120, 121-122, 123-124, 125-126, 127-128, 129-130, 131-132, 133-134, 135-136, 137-138, 139-140, 141-142, 143-144, 145-146, 147-148, 149-150, 151-152, 153-154, 155-156, 157-158, 159-160, 161-162, 163-164, 165-166, 167-168, 169-170, 171-172, 173-174, 175-176, 177-178, 179-180, 181-182, 183-184, 185-186, 187-188, 189-190, 191-192, 193-194, 195-196, 197-198, 199-200, 201-202, 203-204, 205-206, 207-208, 209-210, 211-212, 213-214, 215-216, 217-218, 219-220, 221-222, 223-224, 225-226, 227-228, 229-230, 231-232, 233-234, 235-236, 237-238, 239-240, 241-242, 243-244, 245-246, 247-248, 249-250, 251-252, 253-254, 255-256, 257-258, 259-260, 261-262, 263-264, 265-266, 267-268, 269-270, 271-272, 273-274, 275-276, 277-278, 279-280, 281-282, 283-284, 285-286, 287-288, 289-290, 291-292, 293-294, 295-296, 297-298, 299-300, 301-302, 303-304, 305-306, 307-308, 309-310, 311-312, 313-314, 315-316, 317-318, 319-320, 321-322, 323-324, 325-326, 327-328, 329-330, 331-332, 333-334, 335-336, 337-338, 339-340, 341-342, 343-344, 345-346, 347-348, 349-350, 351-352, 353-354, 355-356, 357-358, 359-360, 361-362, 363-364, 365-366, 367-368, 369-370, 371-372, 373-374, 375-376, 377-378, 379-380, 381-382, 383-384, 385-386, 387-388, 389-390, 391-392, 393-394, 395-396, 397-398, 399-400, 401-402, 403-404, 405-406, 407-408, 409-410, 411-412, 413-414, 415-416, 417-418, 419-420, 421-422, 423-424, 425-426, 427-428, 429-430, 431-432, 433-434, 435-436, 437-438, 439-440, 441-442, 443-444, 445-446, 447-448, 449-450, 451-452, 453-454, 455-456, 457-458, 459-460, 461-462, 463-464, 465-466, 467-468, 469-470, 471-472, 473-474, 475-476, 477-478, 479-480, 481-482, 483-484, 485-486, 487-488, 489-490, 491-492, 493-494, 495-496, 497-498, 499-500, 501-502, 503-504, 505-506, 507-508, 509-510, 511-512, 513-514, 515-516, 517-518, 519-520, 521-522, 523-524, 525-526, 527-528, 529-530, 531-532, 533-534, 535-536, 537-538, 539-540, 541-542, 543-544, 545-546, 547-548, 549-550, 551-552, 553-554, 555-556, 557-558, 559-560, 561-562, 563-564, 565-566, 567-568, 569-570, 571-572, 573-574, 575-576, 577-578, 579-580, 581-582, 583-584, 585-586, 587-588, 589-590, 591-592, 593-594, 595-596, 597-598, 599-600, 601-602, 603-604, 605-606, 607-608, 609-610, 611-612, 613-614, 615-616, 617-618, 619-620, 621-622, 623-624, 625-626, 627-628, 629-630, 631-632, 633-634, 635-636, 637-638, 639-640, 641-642, 643-644, 645-646, 647-648, 649-650, 651-652, 653-654, 655-656, 657-658, 659-660, 661-662, 663-664, 665-666, 667-668, 669-670, 671-672, 673-674, 675-676, 677-678, 679-680, 681-682, 683-684, 685-686, 687-688, 689-690, 691-692, 693-694, 695-696, 697-698, 699-700, 701-702, 703-704, 705-706, 707-708, 709-710, 711-712, 713-714, 715-716, 717-718, 719-720, 721-722, 723-724, 725-726, 727-728, 729-730, 731-732, 733-734, 735-736, 737-738, 739-740, 741-742, 743-744, 745-746, 747-748, 749-750, 751-752, 753-754, 755-756, 757-758, 759-760, 761-762, 763-764, 765-766, 767-768, 769-770, 771-772, 773-774, 775-776, 777-778, 779-780, 781-782, 783-784, 785-786, 787-788, 789-790, 791-792, 793-794, 795-796, 797-798, 799-800, 801-802, 803-804, 805-806, 807-808, 809-810, 811-812, 813-814, 815-816, 817-818, 819-820, 821-822, 823-824, 825-826, 827-828, 829-830, 831-832, 833-834, 835-836, 837-838, 839-840, 841-842, 843-844, 845-846, 847-848, 849-850, 851-852, 853-854, 855-856, 857-858, 859-860, 861-862, 863-864, 865-866, 867-868, 869-870, 871-872, 873-874, 875-876, 877-878, 879-880, 881-882, 883-884, 885-886, 887-888, 889-890, 891-892, 893-894, 895-896, 897-898, 899-900, 901-902, 903-904, 905-906, 907-908, 909-910, 911-912, 913-914, 915-916, 917-918, 919-920, 921-922, 923-924, 925-926, 927-928, 929-930, 931-932, 933-934, 935-936, 937-938, 939-940, 941-942, 943-944, 945-946, 947-948, 949-950, 951-952, 953-954, 955-956, 957-958, 959-960, 961-962, 963-964, 965-966, 967-968, 969-970, 971-972, 973-974, 975-976, 977-978, 979-980, 981-982, 983-984, 985-986, 987-988, 989-990, 991-992, 993-994, 995-996, 997-998, 999-1000, 1001-1002, 1003-1004, 1005-1006, 1007-1008, 1009-1010, 1011-1012, 1013-1014, 1015-1016, 1017-1018, 1019-1020, 1021-1022, 1023-1024, 1025-1026, 1027-1028, 1029-1030, 1031-1032, 1033-1034, 1035-1036, 1037-1038, 1039-1040, 1041-1042, 1043-1044, 1045-1046, 1047-1048, 1049-1050, 1051-1052, 1053-1054, 1055-1056, 1057-1058, 1059-1060, 1061-1062, 1063-1064, 1065-1066, 1067-1068, 1069-1070, 1071-1072, 1073-1074, 1075-1076, 1077-1078, 1079-1080, 1081-1082, 1083-1084, 1085-1086, 1087-1088, 1089-1090, 1091-1092, 1093-1094, 1095-1096, 1097-1098, 1099-1100, 1101-1102, 1103-1104, 1105-1106, 1107-1108, 1109-1110, 1111-1112, 1113-1114, 1115-1116, 1117-1118, 1119-1120, 1121-1122, 1123-1124, 1125-1126, 1127-1128, 1129-1130, 1131-1132, 1133-1134, 1135-1136, 1137-1138, 1139-1140, 1141-1142, 1143-1144, 1145-1146, 1147-1148, 1149-1150, 1151-1152, 1153-1154, 1155-1156, 1157-1158, 1159-1160, 1161-1162, 1163-1164, 1165-1166, 1167-1168, 1169-1170, 1171-1172, 1173-1174, 1175-1176, 1177-1178, 1179-1180, 1181-1182, 1183-1184, 1185-1186, 1187-1188, 1189-1190, 1191-1192, 1193-1194, 1195-1196, 1197-1198, 1199-1200, 1201-1202, 1203-1204, 1205-1206, 1207-1208, 1209-1210, 1211-1212, 1213-1214, 1215-1216, 1217-1218, 1219-1220, 1221-1222, 1223-1224, 1225-1226, 1227-1228, 1229-1230, 1231-1232, 1233-1234, 1235-1236, 1237-1238, 1239-1240, 1241-1242, 1243-1244, 1245-1246, 1247-1248, 1249-1250, 1251-1252, 1253-1254, 1255-1256, 1257-1258, 1259-1260, 1261-1262, 1263-1264, 1265-1266, 1267-1268, 1269-1270, 1271-1272, 1273-1274, 1275-1276, 1277-1278, 1279-1280, 1281-1282, 1283-1284, 1285-1286, 1287-1288, 1289-1290, 1291-1292, 1293-1294, 1295-1296, 1297-1298, 1299-1300, 1301-1302, 1303-1304, 1305-1306, 1307-1308, 1309-1310, 1311-1312, 1313-1314, 1315-1316, 1317-1318, 1319-1320, 1321-1322, 1323-1324, 1325-1326, 1327-1328, 1329-1330, 1331-1332, 1333-1334, 1335-1336, 1337-1338, 1339-1340, 1341-1342, 1343-1344, 1345-1346, 1347-1348, 1349-1350, 1351-1352, 1353-1354, 1355-1356, 1357-1358, 1359-1360, 1361-1362, 1363-1364, 1365-1366, 1367-1368, 1369-1370, 1371-1372, 1373-1374, 1375-1376, 1377-1378, 1379-1380, 1381-1382, 1383-1384, 1385-1386, 1387-1388, 1389-1390, 1391-1392, 1393-1394, 1395-1396, 1397-1398, 1399-1400, 1401-1402, 1403-1404, 1405-1406, 1407-1408, 1409-1410, 1411-1412, 1413-1414, 1415-1416, 1417-1418, 1419-1420, 1421-1422, 1423-1424, 1425-1426, 1427-1428, 1429-1430, 1431-1432, 1433-1434, 1435-1436, 1437-1438, 1439-1440, 1441-1442, 1443-1444, 1445-1446, 1447-1448, 1449-1450, 1451-1452, 1453-1454, 1455-1456, 1457-1458, 1459-1460, 1461-1462, 1463-1464, 1465-1466, 1467-1468, 1469-1470, 1471-1472, 1473-1474, 1475-1476, 1477-1478, 1479-1480, 1481-1482, 1483-1484, 1485-1486, 1487-1488, 1489-1490, 1491-1492, 1493-1494, 1495-1496, 1497-1498, 1499-1500, 1501-1502, 1503-1504, 1505-1506, 1507-1508, 1509-1510, 1511-1512, 1513-1514, 1515-1516, 1517-1518, 1519-1520, 1521-1522, 1523-1524, 1525-1526, 1527-1528, 1529-1530, 1531-1532, 1533-1534, 1535-1536, 1537-1538, 1539-1540, 1541-1542, 1543-1544, 1545-1546, 1547-1548, 1549-1550, 1551-1552, 1553-1554, 1555-1556, 1557-1558, 1559-1560, 1561-1562, 1563-1564, 1565-1566, 1567-1568, 1569-1570, 1571-1572, 1573-1574, 1575-1576, 1577-1578, 1579-1580, 1581-1582, 1583-1584, 1585-1586, 1587-1588, 1589-1590, 1591-1592, 1593-1594, 1595-1596, 1597-1598, 1599-1600, 1601-1602, 1603-1604, 1605-1606, 1607-1608, 1609-1610, 1611-1612, 1613-1614, 1615-1616, 1617-1618, 1619-1620, 1621-1622, 1623-1624, 1625-1626, 1627-1628, 1629-1630, 1631-1632, 1633-1634, 1635-1636, 1637-1638, 1639-1640, 1641-1642, 1643-1644, 1645-1646, 1647-1648, 1649-1650, 1651-1652, 1653-1654, 1655-1656, 1657-1658, 1659-1660, 1661-1662, 1663-1664, 1665-1666, 1667-1668, 1669-1670, 1671-1672, 1673-1674, 1675-1676, 1677-1678, 1679-1680, 1681-1682, 1683-1684, 1685-1686, 1687-1688, 1689-1690, 1691-1692, 1693-1694, 1695-1696, 1697-1698, 1699-1700, 1701-1702, 1703-1704, 1705-1706, 1707-1708, 1709-1710, 1711-1712, 1713-1714, 1715-1716, 1717-1718, 1719-1720, 1721-1722, 1723-1724, 1725-1726, 1727-1728, 1729-1730, 1731-1732, 1733-1734, 1735-1736, 1737-1738, 1739-1740, 1741-1742, 1743-1744, 1745-1746, 1747-1748, 1749-1750, 1751-1752, 1753-1754, 1755-1756, 1757-1758, 1759-1760, 1761-1762, 1763-1764, 1765-1766, 1767-1768, 1769-1770, 1771-1772, 1773-1774, 1775-1776, 1777-1778, 1779-1780, 1781-1782, 1783-1784, 1785-1786, 1787-1788, 1789-1790, 1791-1792, 1793-1794, 1795-1796, 1797-1798, 1799-1800, 1801-1802, 1803-1804, 1805-1806, 1807-1808, 1809-1810, 1811-1812, 1813-1814, 1815-1816, 1817-1818, 1819-1820, 1821-1822, 1823-1824, 1825-1826, 1827-1828, 1829-1830, 1831-1832, 1833-1834, 1835-1836, 1837-1838, 1839-1840, 1841-1842, 1843-1844, 1845-1846, 1847-1848, 1849-1850, 1851-1852, 1853-1854, 1855-1856, 1857-1858, 1859-1860, 1861-1862, 1863-1864, 1865-1866, 1867-1868, 1869-1870, 1871-1872, 1873-1874, 1875-1876, 1877-1878, 1879-1880, 1881-1882, 1883-1884, 1885-1886, 1887-1888, 1889-1890, 1891-1892, 1893-1894, 1895-1896, 1897-1898, 1899-1900, 1901-1902, 1903-1904, 1905-1906, 1907-1908, 1909-1910, 1911-1912, 1913-1914, 1915-1916, 1917-1918, 1919-1920, 1921-1922, 1923-1924, 1925-1926, 1927-1928, 1929-1930, 1931-1932, 1933-1934, 1935-1936, 1937-1938, 1939-1940, 1941-1942, 1943-1944, 1945-1946, 1947-1948, 1949-1950, 1951-1952, 1953-1954, 1955-1956, 1957-1958, 1959-1960, 1961-1962, 1963-1964, 1965-1966

A táboa periódica actual está ordenada por orde crecente de número atómico.

Na actualidade coñécense 118 elementos, dos cales 90 son naturais e 28 sintéticos.

- **18 grupos** (columnas) formados por elementos de propiedades químicas semellantes, debido a que teñen **idéntica configuración electrónica externa**.

- **7 períodos** (filas) os elementos teñen os **electróns máis externos na mesma capa**, polo tanto os elementos que están no mesmo período teñen o mesmo número de capas electrónicas.

O electrón que diferencia un elemento do anterior na táboa periódica denomínase **electrón diferenciador**.

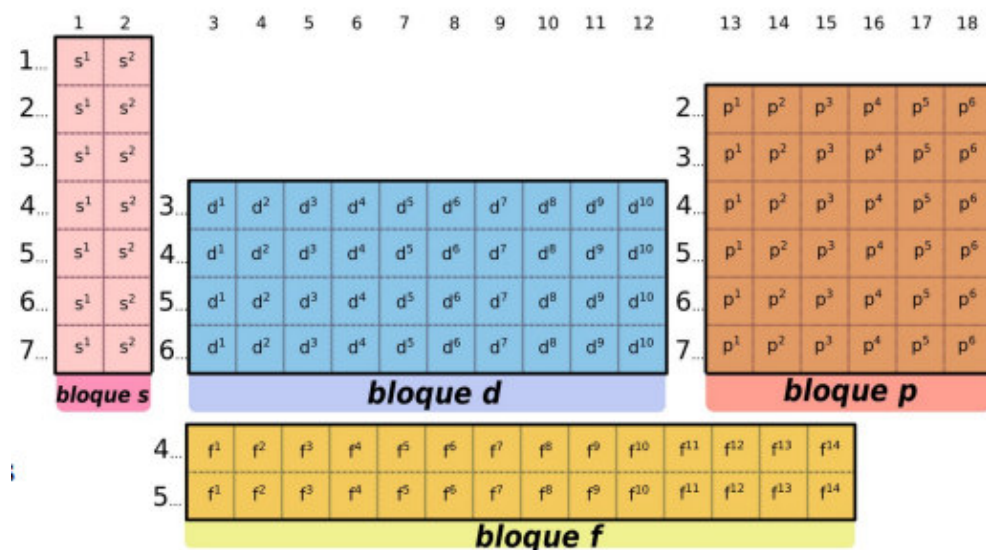
Segundo o orbital no que se atope o electrón diferenciador pódense clasificar os elementos en:

- **Elementos representativos** teñen o electrón diferenciador en orbitais s ou p.

Grupo	Nome	Conf electrónica do último nivel
1	Alcalinos	ns^1
2	Alcalinotérreos	ns^2
13	Térreos	ns^2np^1
14	Carbonoideos	ns^2np^2
15	Nitroxenoideos	ns^2np^3
16	Anfíxenos	ns^2np^4
17	Halóxenos	ns^2np^5
18	Gases nobles	ns^2np^6

- **Elementos de transición** teñen o electrón diferenciador no orbital d.
- **Elementos de transición interna** teñen o electrón diferenciador no orbital f.

Exercicio. Escribir a configuración electrónica dos seguintes átomos X ($Z=35$); Y ($Z=38$); T ($Z=18$). Indicar a súa posición no sistema periódico, electróns de valencia e ións máis estable que poden formar.



Os **gases nobres** teñen unha estrutura electrónica especialmente estable que se debe a ter a última capa completa (ns^2np^6). Excepto o helio que só ten dous electróns. Todos os elementos tenderán a adquirir configuración electrónica de gas nobre, gañando ou cedendo electróns.

[illegible]

Métais

Semimetals

VARIACIÓN DAS PROPIEDADES PERIÓDICAS

🌀 RAIÓ ATÓMICO

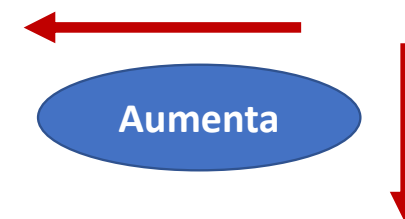
O raio atómico pode definirse como a distancia dende o núcleo ata a parte máis externa da nube de electróns. Como a nube de electróns non ten un límite fixo calcúlanse distancias intermoleculares e a partir delas obtéñense os raios atómicos.

Variación do raio atómico

- Dentro do grupo a raio aumenta ao descender no grupo debido a que ao aumentan o número de capas electrónicas.
- Dentro do período diminúe ao desprazarnos cara a dereita, segundo aumenta o número atómico, posto que todos os elementos teñen o mesmo número de capas, os electróns que se van engadindo ocupan orbitais próximos aos anteriores, como tamén aumenta o número de protóns do núcleo, os electróns vense atraídos con máis forza diminuindo o tamaño. Aumenta a carga do núcleo e a carga nuclear efectiva sobre o electrón externo, manténdose constante o número de capas electrónicas, polo que diminúe o raio.

🌀 VOLUME ATÓMICO

Está directamente relacionado co raio atómico, polo tanto a maior raio atómico maior volume atómico.



VARIACIÓN DAS PROPIEDADES PERIÓDICAS

RAIO IÓNICO

Os catións teñen menor raio que os átomos neutros dos que proceden, esta diminución débese a que ao formarse o catión pérdense electróns polo que a repulsión diminúe, mentres que a carga nuclear é a mesma, producindo a diminución do átomo. (Mesmo número de protóns, pero menos electróns)

Os anións teñen maior tamaño respecto dos átomos neutros dos que proceden, debido a que a carga efectiva do núcleo non varía, pero ao aumentar o número de electróns aumenta a repulsión entre eles, polo que aumenta o tamaño. (Mesmo número de protóns, pero máis electróns)

Especies isoelectrónicas, son aquelas que teñen o mesmo número de electróns, só difiren na carga do núcleo, canto maior sexa a carga nuclear máis atraerá a nube electrónica e menos será o raio.

Exercicio

Ordenar, de forma razoada, as seguintes especies de menor a maior raio, O^{2-} ; Mg^{2+} ; F^- ; Na^+ e Ne .

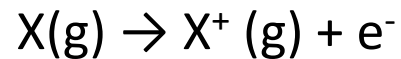
Páxina 103 exercicios 19, 22

Páxina 73

VARIACIÓN DAS PROPIEDADES PERIÓDICAS

ENERXÍA (POTENCIAL) DE IONIZACIÓN

É a enerxía mínima necesaria para arrancar o electrón de valencia dun átomo en estado fundamental e gasoso.

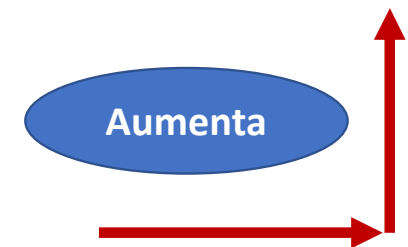


Canto menor sexa a enerxía de ionización dun átomo, máis fácil será que perda electróns para formar ións positivos.

Variación da enerxía de ionización

- Diminúe ao descender no grupo, debido a que ao aumentar o tamaño dos átomos, polo tanto os electróns periféricos están cada vez máis afastados e polo tanto menos atraídos.
- Aumenta ao desprazarnos cara á dereita no período, posto que aumenta a carga nuclear efectiva, polo que os electróns están atraídos con máis forza e son máis difíciles de arrincar.

Os elementos de máis a esquerda do sistema periódico teñen tendencia a perder electróns para adquirir configuración de gas nobre, mentres que os de máis a dereita teñen tendencia a gañar electróns para conseguir a configuración de gas nobre, este feito tamén explica a variación da enerxía de ionización no período.



VARIACIÓN DAS PROPIEDADES PERIÓDICAS

ENERXÍA DE IONIZACIÓN

A enerxía de ionización toma tantos valores como electróns ten o átomo, polo que se fala de 1ª, 2ª, 3ª ... enerxía de ionización segundo se trate do 1º, 2º, 3º ... electrón que se arrinque, sendo este sempre o máis externo.

Analizando as sucesivas enerxías de ionización dun átomo, obsérvase que aumentan co aumento da carga positiva, xa que os electróns están cada vez máis atraídos e serán mais difíciles de arrincar.

Para razoar

As tres primeiras enerxías de ionización do magnesio son: 1ª 738 kJ/mol, 2ª 1450 kJ/mol e 3ª 7730 kJ/mol. Razoar a que se debe que aumente tanto a terceira enerxía de ionización respecto ás outras.

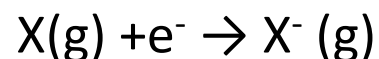
Páxina 103 exercicios 25, (páxina 73)

- Considera a familia dos elementos alcalinos. a) Cal é a configuración electrónica máis externa común para eses elementos? b) Tendo en conta como varían periodicamente as súas propiedades, xustifica cal dos elementos: cesio ou sodio, debe presentar maior tamaño atómico. c) A cal destes elementos será máis fácil arrincarlle o seu electrón máis externo?. Xustifique as respostas.

VARIACIÓN DAS PROPIEDADES PERIÓDICAS

AFINIDADE ELECTRÓNICA

É a enerxía liberada por un átomo en estado fundamental e gasoso cando gaña un electrón e se convirte nun anión.

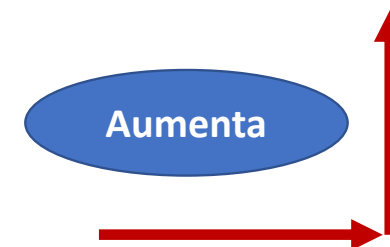


Ollo co signo!!

A tendencia de atraer electróns é propia de elementos co nivel externo case completo, os non metais, polo que para estes o seu valor será moi negativo, mentres que para os metais será pequeno ou incluso positivo (precísase enerxía para que forme un anión). No caso dos gases nobres o seu valor sería moi positivo, pois ao ser moi estables non presentan ningunha tendencia a gañar electróns.

Variación da afinidade electrónica

- Diminúe ao descender no grupo, debido a que aumentan o número de capas, polo tanto o tamaño do átomo, co que o núcleo ten menos tendencia a atraer un electrón.
- Aumenta cara a dereita no período (excepto gases nobres), debido a que ao ir cara a dereita aumenta a carga nuclear efectiva, ademais están máis próximos a acadar a configuración dun gas nobre, polo que a tendencia a gañar un electrón é maior.



VARIACIÓN DAS PROPIEDADES PERIÓDICAS

ELECTRONEGATIVIDADE

É a tendencia que ten un átomo a atraer cara a si os electróns dos enlace.

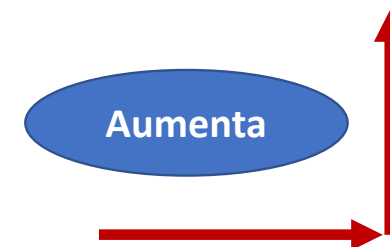
Esta propiedade está directamente relacionada coa afinidade electrónica e coa enerxía de ionización. Un elemento moi electronegativo ten gran tendencia a reter os seus electróns, por isto debe de ter unha enerxía de ionización e afinidade electrónica alta; é dicir, será necesario darlle gran cantidade de enerxía para arrincarlle un electrón e debe tender a estabilizarse perdendo moita enerxía, cando capte un electrón.

Variación da electronegatividade

- Nun grupo diminúe ao baixar, debido a que aumenta o raio e polo tanto a tendencia do núcleo a atraer o electrón.
- No período aumenta ao desprazarse cara a dereita, debido a que diminúe o raio e aumenta a carga nuclear efectiva, polo tanto a atracción polo electrón é maior.

Nesta regra non se ten en conta os gases nobres.

Páxina 104 exercicios 30, 31; 34, 35 páxina 74



VARIACIÓN DAS PROPIEDADES PERIÓDICAS

CARÁCTER METÁLICO E PODER REDUTOR

Os **metais** caracterízanse por ter pouca atracción sobre os electróns externos, polo tanto terán valores baixos de enerxía de ionización, afinidade electrónica e electronegatividade. Como teñen tendencia a formar **catións** compórtanse como **axentes redutores**.

Os **non metais** caracterízanse por atraer fortemente os electróns externos, polo tanto terán valores altos de enerxía de ionización, afinidade electrónica e electronegatividade. Como teñen tendencia a formar **anións** compórtanse como **axentes oxidantes**.

Debe de considerarse aparte os gases nobres, posto que teñen un elevado potencial de ionización, pero baixa afinidade electrónica e electronegatividade.

- Para as seguintes configuracións correspondentes a átomos neutros: A= $1s^22s^22p^3$; B= $1s^22s^22p^5$; C= $1s^22s^22p^6$; D= $1s^22s^22p^63s^1$; E= $1s^22s^22p^63s^2$. a) Ordénaas de forma que aumente gradualmente o primeiro potencial de ionización, indicando a configuración electrónica de cada átomo ionizado. b) Indica cal é o elemento que ten o segundo potencial de ionización máis elevado e escribe a configuración electrónica do átomo dobreamente ionizado. c) Indica que elemento ten maior afinidade electrónica. d) Indica cal é o elemento máis electronegativo. e) Indica os elementos que presentan carácter metálico e ordénaos de maior a menor.



