



Підготовка до НМТ/ЗНО з хімії

Будова атомів



Будова ядер атомів хімічних елементів і електронних оболонок атомів на прикладі елементів 1 - 4 періодів

У 20-му столітті була створена теорія будови атомів, згідно якої атом розглядали, як електронейтральну частинку, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно зарядженої електронної оболонки.

Ядро - синонім нуклід - центральна позитивно заряджена частина атома, в якій зосереджена практично уся його маса.

Ядро атома набагато менше розмірів самого атома. Розмір атома 10^{-10} м, розмір ядра 10^{-15} м.

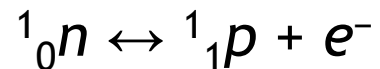
Ядро атомів складається з протонів і нейтронів, що мають загальну назву - **нуклони**.



Протон - частинка з масою спокою $1,673 \cdot 10^{-27}$ кг або 1,0073 а.о.м. Заряд протона +1 з абсолютним значенням $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл або +1 в одиницях елементарного електричного заряду е.е.з. Означають 1_1p . Верхній індекс означає масу в а.о.м., а нижній - заряд в одиницях е.е.з.

Нейтрон - електронейтральна частинка з масою спокою $1,675 \cdot 10^{-27}$ кг або 1,0087 а.о.м. . Означають 1_0n .

Між протоном і нейтроном існує співвідношення



Електрон не входить до складу ядра, проте утворюється в результаті його розпаду. **Електрон** - негативно заряджена частка з масою спокою $9,1 \cdot 10^{-31}$ кг і зарядом з абсолютним значенням $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл або -1 в одиницях е.е.з. Означають e^- . Маса електрона в 1840 менше маси протона. Оскільки заряди протона і електрона однакові за величиною, але протилежні по знаку, а сам атом електронейтрален, те число електронів в атомі дорівнює числу протонів.



1_0n , 1_1p , e^- – елементарні частки. Всього у складі атома виявлені близько 200 елементарних часток. Усі вони відрізняються один від одного зарядом або масою. Наприклад, e^+ – позитрон (античастинка) відрізняється від електрона зарядом.

Порівняння мас нейтрона і протона з одного боку і електрона з іншим показує, що уся маса атома зосереджена в ядрі. Підтвердженням цьому служить значення густини ядер: $\rho_{\text{ядра}} \approx 10^{13} \text{ г/см}^3$, $\rho_{\text{срібла}} = 10,5 \text{ г/см}^3$.

Розрахунки показують, що маса ядра в $4 \cdot 10^3$ раз більше маси усіх електронів.

Ізотопи - різновиди атомів одного і того ж елемента, що мають однаковий заряд ядра, але різні маси. (ізо - однаковий, топос - місце (у П. С. Е.)). ${}^{35}_{17}\text{Cl}$, ${}^{37}_{17}\text{Cl}$.



У хімії і фізиці разом з поняттям відносна атомна маса (A_r) або відносна ізотопна маса (35 і 37 у хлору) використовують також і поняття **масове число**, яке ще називають **нуклонним числом**.

$$A = N + Z,$$

де N - число нейтронів,

Z - число протонів в ядрі - протонне число, співпадаюче з порядковим (атомним) номером елемента (закон Мозли).

Усі ізотопи одного і того ж елемента означають однаковими хімічними символами, за винятком ізотопів водню:

${}^1_1\text{H}$ - протій,

${}^2_1\text{H}$ - дейтерій (важкий)

${}^3_1\text{H}$ - тритій (надважкий).



Точний вимір мас протона і нейтрона показує, що відносна атомна маса (A_r) менше масового числа (A).

Наприклад $A_r(\text{Na}) = 23,9$, а $A(\text{Na}) = 11^1_1\text{p} + 12^1_0\text{n} = 23$.

$A - A_r = \Delta m$ - дефект маси, оскільки вважають, що частина маси ядра згідно з рівнянням Ейнштейна ($E = mc^2$) перетворюється на енергію, що утримує протони і нейтрони в ядрі. Внаслідок того, що більшість природних елементів мають ізотопи, прийняте A_r розраховувати як середнє значення мас його ізотопів з урахуванням їх змісту в природі (у вигляді масових долей):

$$A_{r_{\text{ср.}}} = (\omega_1 \cdot A_{r_1} + \omega_2 \cdot A_{r_2} + \dots + \omega_n \cdot A_{r_n}) / (\omega_1 + \omega_2 + \dots + \omega_n),$$

де $\omega_1, \omega_2, \omega_n$ - масові долі ізотопів одного і того ж елементу в природі.



Усі ізотопи одного і того ж елементу мають однакові хімічні властивості. Слід розрізняти такі поняття, як природні ізотопи (відомі для 94 природних елементів, не мають ізотопів Na, Al, F, P, I) і штучні ізотопи, отримані для усіх 110 елементів. Усі штучні і частина природних ізотопів радіоактивні, нестабільні, їх відомі більше 2 тисяч, стабільних (нерадіоактивних) ізотопів природних елементів - 273.

Самовільне перетворення атомів одного хімічного елементу на атоми іншого елементу, що супроводжується випусканням (випромінюванням) фотонів, тобто квантів енергії (γ -випромінювання), елементарних частинок (електронів, β -випромінювання) внаслідок перетворення внутрішньоядерних нейтронів на протони або потоком α -частинок, які є ядрами атома гелію ${}^4_2\text{He}$.

За радіус атома (простого іона) приймають відстань від ядра до теоретично розрахованого положення максимальної густини зовнішньої електронної хмари. У періодах зліва направо радіуси атомів і іонів зменшуються, а в підгрупах зверху вниз збільшуються.



Будова електронних оболонок атомів

В атомі електрони розташовуються на енергетичних рівнях і підрівнях. Таке їх розташування називають електронною конфігурацією атома. Останню умовно записують у вигляді електронних або електронно-графічних формул. Електронна формула атома визначає сімейство (s -, p -, d -, f-), до якого відноситься елемент, а електронно-графічна формула дозволяє визначити валентність елементу в нормальному або збудженому стані.



Приклад.

Скласти електронну і електронно-графічну формулу атомів елементів з порядковими номерами 17 і 26.

${}_{17}\text{Cl}$ знаходиться в 3 періоді, отже, у нього 3 енергетичні рівні (оболонки): K , L , M , що відповідає значенням головного квантового числа n 1, 2, 3 (номер рівня). Якщо елемент знаходиться в головній підгрупі, то на зовнішньому рівні число електронів дорівнює номеру групи. Якщо елемент знаходиться в побічній підгрупі, то число електронів на зовнішньому рівні дорівнює 2 (рідше 1 - Cr, Cu) незалежно від номера групи. Максимальне число електронів, яке може розміститися на енергетичному рівні визначають по формулі $N(e^-) = 2n^2$, де n – номер рівня. Згідно з цією формулою на 1 рівні знаходиться $2e^-$, на 2 – $8e^-$, на 3 – $18e^-$, на 4 – $32e^-$. Більше 32 електронів ні на одному енергетичному рівні доки не виявлені. Дослідження показали, що кожен рівень (окрім першого) розщеплюється на підрівні, число яких дорівнює номеру рівня.



Перший підрівень кожного рівня означають буквою s , другий - p , третій - d , четвертий - f . Максимальне число електронів на s -підрівні дорівнює 2, на $p = 6 e^-$, $d = 10 e^-$, $f = 14 e^-$.

${}_{17}\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^0$ на d -підрівні немає електронів, тому його не записують.

Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів в атомах 1 – 4 періодів: $1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p$.

Залежно від того, який підрівень є неповністю заповненим (завершеним) або заповнюється в останню чергу, усі елементи періодичної системи (П. С.) ділять на чотири сімейства s -, p -, d -, f -.

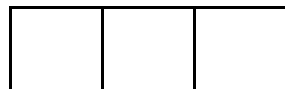
Cl – елемент p -сімейства або p -елемент.



При написанні електронно-графічних формул підрівні умовно зображують у вигляді прямокутників, розбитих на відповідне число квадратів (орбіталей або квантових комірок):



s



p



d



f



Число орбіталей на рівнях визначають по формулі $N(\text{орбіталей}) = n^2$.
Правило Хунда: електрони заповнюють усі вільні орбіталі цього підрівня спочатку по одному, а потім по другому.

Валентними є електрони останнього підрівня (який заповнюється електронами останнім) плюс до них ще додаються s -електрони останнього рівня.

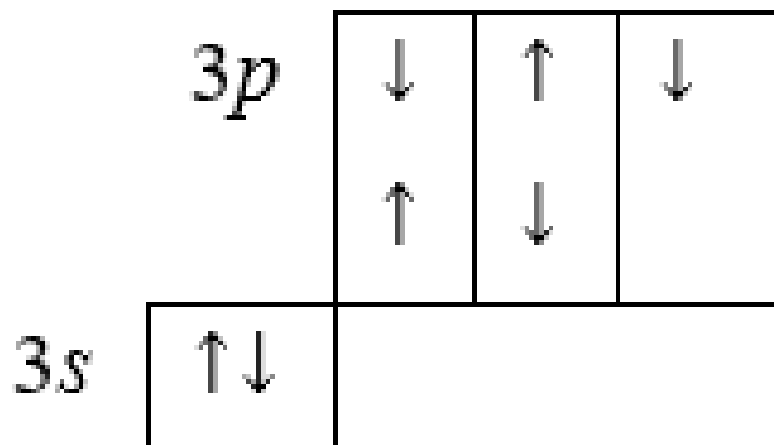
По числу неспарених електронів визначають валентність атомів в нормальному і збудженому стані.

Збудження можливо тільки із зовнішнього енергетичного рівня (з s - і p -підрівня) в межах цього ж зовнішнього енергетичного рівня на вільну орбіталь більш високого енергетичного підрівня (цифру не міняємо).

Отже, електронна формула Хлору: ${}_{17}\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Валентними є електрони останнього підрівня – $3p^5$ і s -електрони останнього рівня – $3s^2$, тобто $3s^2 3p^5$. Тільки для них (для валентних електронів) будемо записувати електронно-графічні формули у нормальному і збудженому стані.



Електронно-графічна формула валентних підрівнів Хлору у нормальному стані:

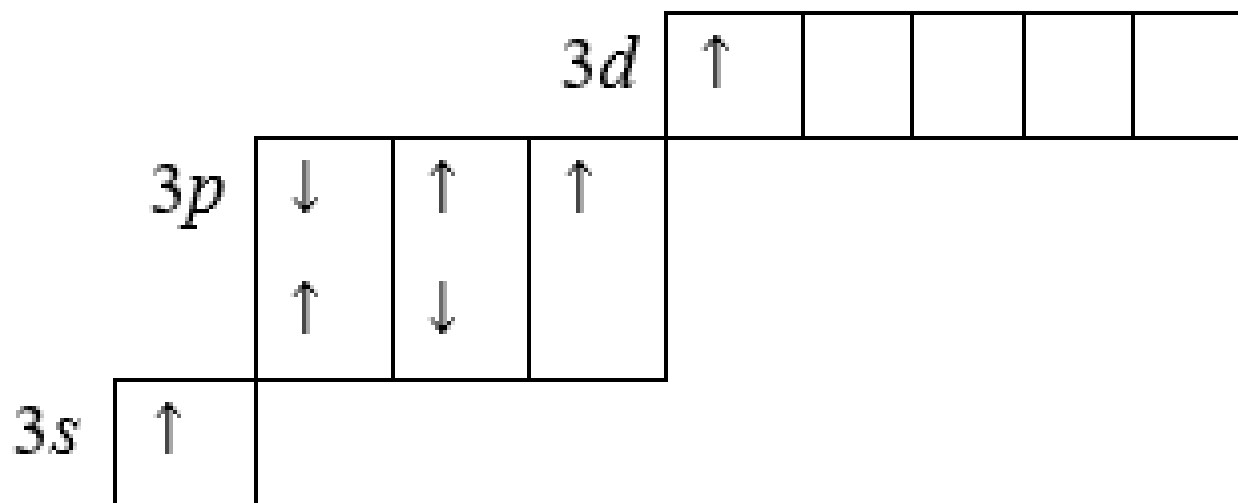


У нормальному стані є тільки один неспарений електрон на 3p-підрівні, тому валентність Хлору у нормальному стані дорівнює 1 (валентність визначають числом неспарених електронів), записують це так: V(I) (римською цифрою у дужках).



Електронно-графічні формули валентних підрівнів Хлору у збуджених станах:

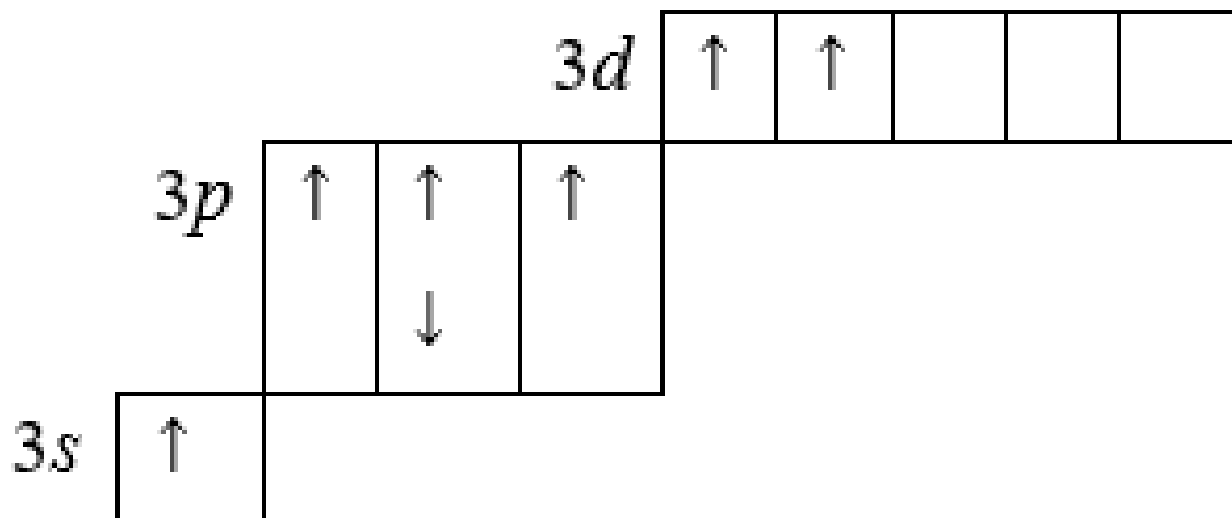
1) перший збуджений стан коли один електрон з $3s$ -підрівня переходить на вільну орбіталь $3d$ -підрівня:



Неспарених електронів становить 3 і тому валентність першого збудженого стану дорівнює 3, тобто $V^*(III)$;



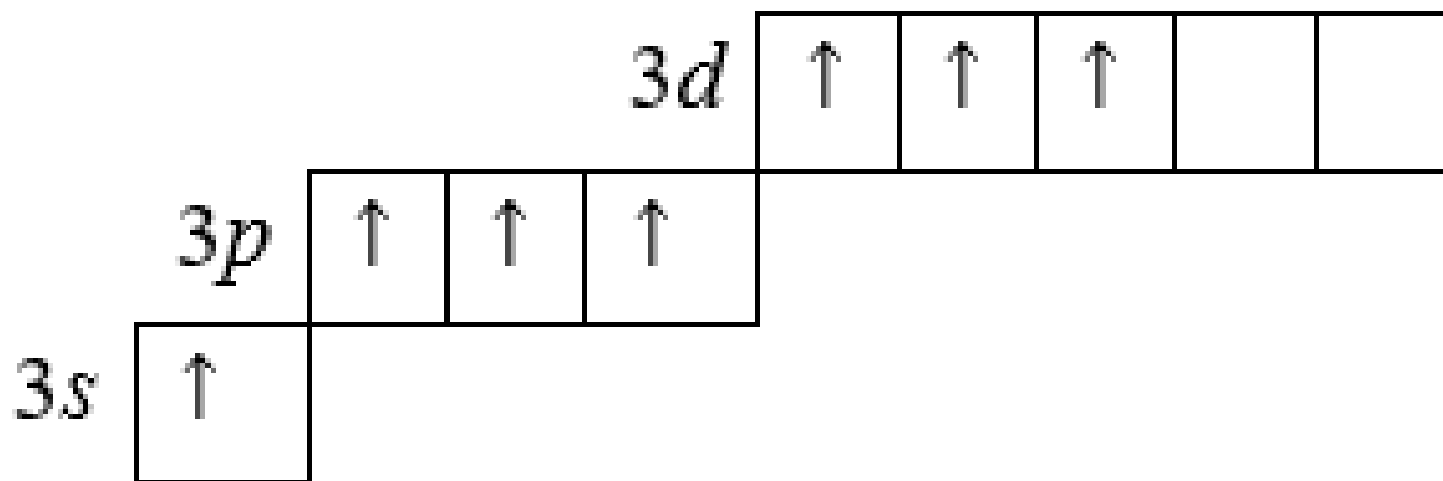
2) другий збуджений стан коли один спарений електрон з $3p$ -підрівня переходить на другу вільну орбіталь $3d$ -підрівня:



Неспарених електронів становить вже 5 і тому валентність другого збудженого стану дорівнює 5, тобто $V^*(V)$;



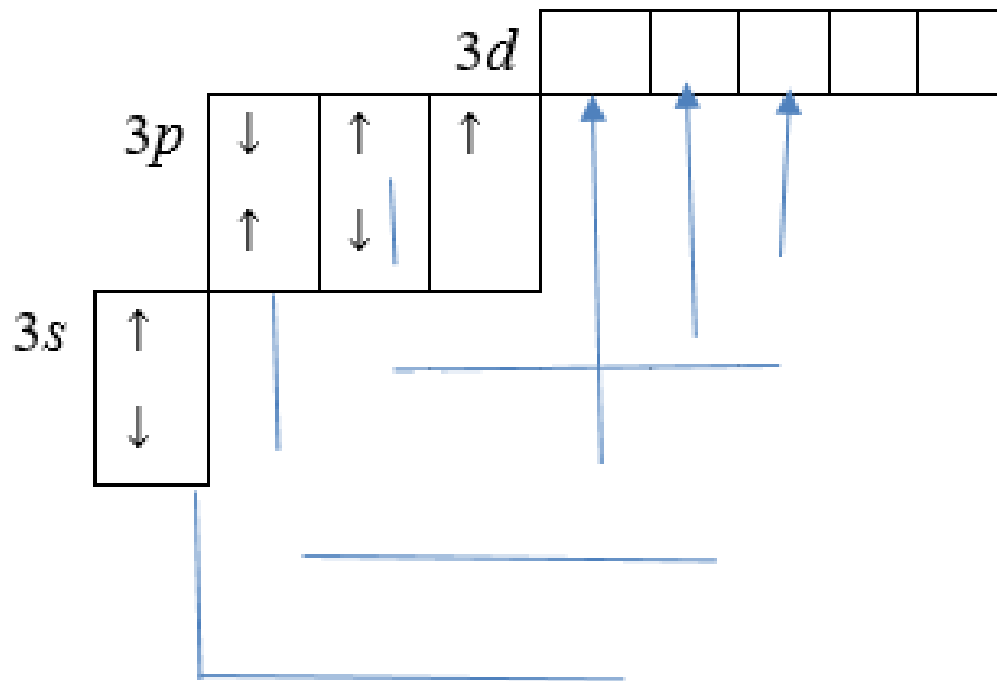
3) третій збуджений стан коли останній спарений електрон з $3p$ -підрівня переходить на третю вільну орбіталь $3d$ -підрівня:



Неспарених електронів становить тепер 7 і тому валентність третього збудженого стану дорівнює 7, тобто $V^*(VII)$.



На практиці ми не будемо записувати кожен окремий вид збудженого стану, будемо записувати тільки електронно-графічну формулу нормального стану і стрілками позначать перехід електронів у збуджений стан, а послідовну валентність збуджених станів позначать через кому. Наприклад, щодо атому Хлору, валентність нормального стану – V(I), валентність збудженого стану V*(III, V, VII).



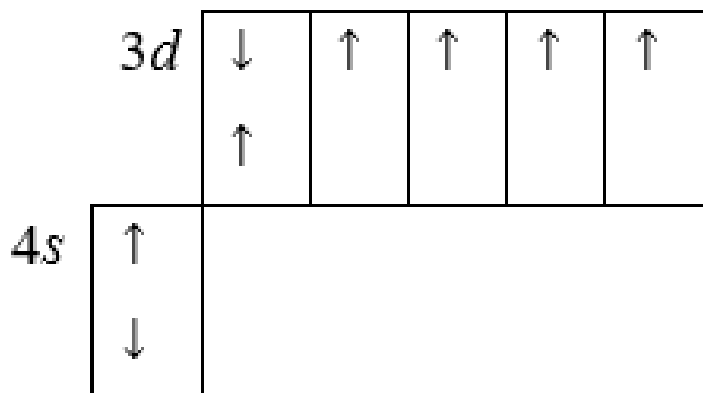


Аналогічне і для елемента, наприклад, із зарядом ядра 26.

Елемент із зарядом ядра 26 - це елемент із порядковим номером 26. Знаходимо в таблиці Менделєєва елемент із порядковим номером 26 - це Fe і він має 26 електронів. Розташуємо ці 26 електрони в ряді послідовного збільшення енергії електронів по рівням і підрівням, пам'ятаючи про максимальну кількість електронів на s , p , d , f -підрівнях. В результаті можлива тільки одна запис електронної формули:

${}_{26}\text{Fe}1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^6$ - d -сімейство.

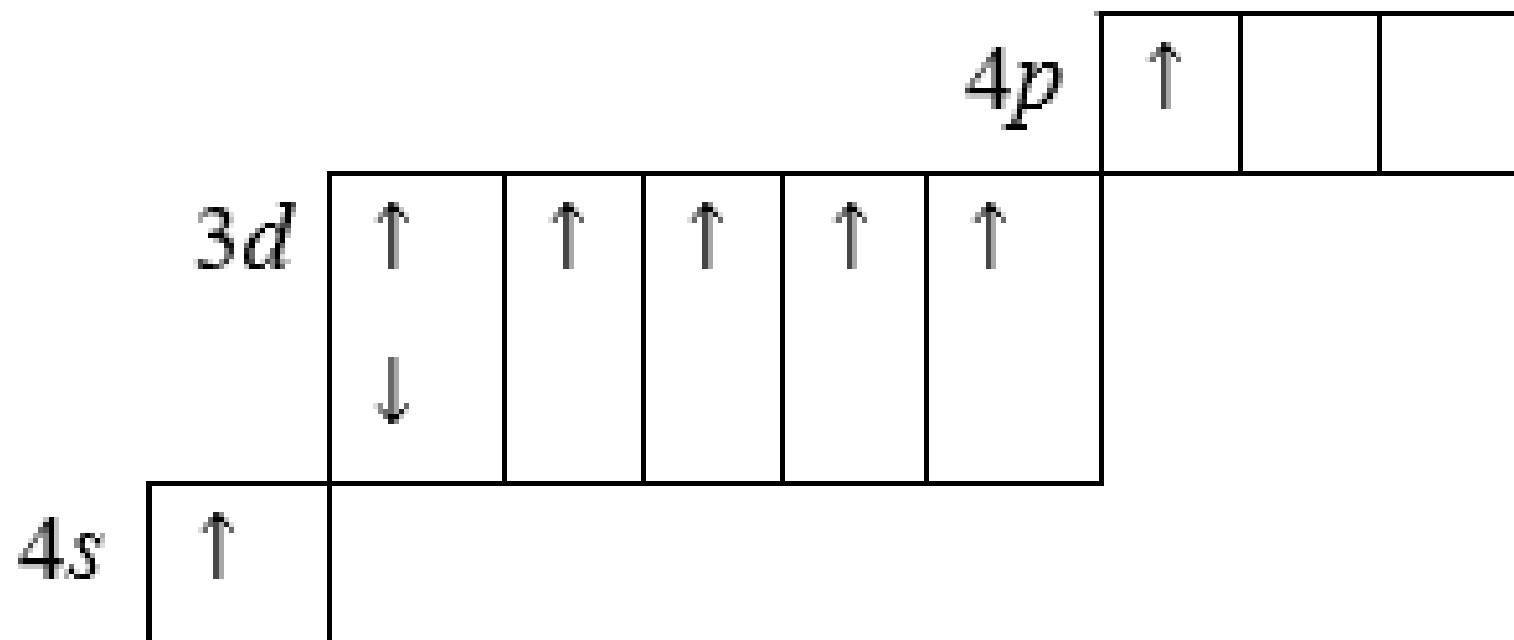
Валентні електрони - це електрони сімейства ($3d^6$) і плюс s -електрони останнього рівня ($4s^2$). Тільки для них записуємо електронно-графічну формулу нормального стану:





Валентність нормального стану дорівнює 4 - В(IV) (визначають числом валентних орбіталей (квадратів) з одним електроном).

Збуджений стан виникає коли один 4s-електрон переходить на найближчий більш високий підрівень в межах 4-го рівня - це 4p-підрівень. Тоді електронна графічна формула атому Заліза у збудженому стані буде мати вигляд:





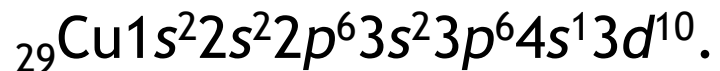
Нагадую, збудження можливе тільки із зовнішніх підрівней - це s - і p -підрівні. Із d -підрівня збудження неможливе. Валентність збудженого стану дорівнює 6, тобто $V^*(VI)$.

Отже, у s -елементів (мається на увазі сімейство елементів) валентними є ns -електрони, у p -елементів ns - і np -електрони, у d -елементів - ns - і $(n - 1)d$ -електрони. Як показав аналіз, в атомах d -елементів спостерігається самодовільне переміщення валентних електронів з ns -підрівня на $(n - 1)d$ -підрівень (це ні є збуджений стан), таке явище називають «проскоком» або «провалом» електрона, що пов'язано з прагненням атома мати енергетично стійку електронну структуру. Цій структурі відповідають повністю або рівно наполовину заповнені електронами енергетичні d -підрівні.

Так, для атома Cr спостерігається процес, коли електрон з $4s$ -підрівня переходить на $3d$, в результаті якого атом набуває структуру з рівно наполовину заповненим $3d$ -підрівнем і для атому Хрому електронна формула нормального стану має вигляд: ${}_{24}\text{Cr}1s^22s^22p^63s^23p^64s^13d^5$.



Для атома міді також спостерігається «проскок» одного електрона з $4s$ на $3d$ -підрівень, в результаті чого атом Cu набуває електронної структури з повністю заповненим $3d$ -підрівнем:



Сучасне формулювання періодичного закону Д.І.Менделєєва:

Властивості елементів, а також властивості їх з'єднань знаходяться в періодичній залежності від величини заряду ядра і будови електронних оболонок атомів.

У це формулювання поміщена ідея про те, що властивості елементів тому періодично повторюються із зростанням заряду ядра, що через певне число елементів повторюється схожа будова електронних оболонок атомів.

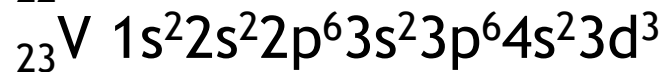
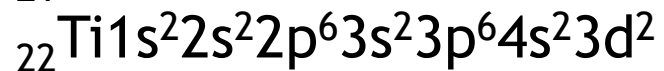
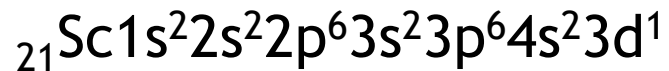
Усі елементи в короткоперіодному варіанті (а їх відомо більше 400) періодичної системи (П.С.) розбиті на періоди (їх 7) і групи (їх 8).



Період (з точки зору атомно-молекулярного вчення) – горизонтальний ряд елементів, розташованих в порядку зростання атомної маси (атомного порядкового номера), що починається лужним металом і закінчується інертним благородним газом.

Період (теорія будови атомів) – ряд елементів, розташованих в порядку зростання заряду ядра атомів, у яких формується однакове число енергетичних рівнів.

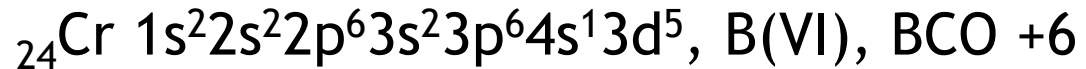
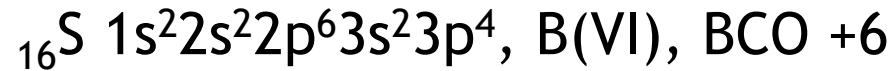
Перші три періоди називають малими або типовими. 4 - 7 – великі періоди, оскільки складаються не з одного, а з двох лав: парної і непарної. Парні ряди великих періодів складаються виключно з металів; на зовнішньому рівні у них 1 - 2 електрони, тобто їх число не міняється зі збільшенням номера групи, оскільки йде заповнення електронами передзовнішніх енергетичних рівнів - *d*-підрівнів.





Непарні ряди великих періодів починаються типовими металами і закінчуються благородними газами, оскільки у них зі збільшенням порядкового номера йде заповнення електронами зовнішнього енергетичного рівня так само як і у елементів малих періодів.

Група - вертикальний ряд елементів, об'єднаних за ознакою вищої валентності (ступені окислення), що проявляється ними.



Кожну групу ділять на дві підгрупи:

- головну
- побічну.

Головна - це підгрупа, в яку входять як елементи малих, так і великих періодів. У елементів головної підгрупи число електронів на зовнішньому рівні дорівнює номеру групи.

Побічними називають підгрупи в які входять елементи тільки великих періодів. У елементів побічної підгрупи число електронів на зовнішньому рівні дорівнює 2 рідше 1 (Cr, Cu - провал або проскакування електрона).



Залежність властивостей елементів від їх положення в П.С.

У періодах зі збільшенням порядкового номера (зліва направо) посилюються неметалічні властивості, а металеві ослабляються. У групах із зростанням порядкового номера (зверху вниз) посилюються металеві властивості.

Електронегативність - це здатність атома при утворенні хімічного зв'язку притягувати до себе електрони атомів інших елементів.

Електронегативність має кількісне вираження. Електронегативність літію умовно прийнята за одиницю. Електронегативності інших елементів були визначені відносно літію, тобто є відносними величинами.

У періодах зі збільшенням порядкового номера (зліва направо) значення відносних електроотрицательностей елементів збільшуються, а в головних підгрупах зверху вниз зменшуються.

Убуваючий ряд відносної електронегативності (ВЕО) елементів: F, O, N, Cl, Br, I, S і так далі.



Завдання для самоїїної роботи.

Скласти електронні та електронно-графічні формули елементів із порядковими номерами: 8, 11, 12, 15, 22, 25, 30, 35. Вказати їх сімейства та валентність у нормальному і збудженому стані.

ХПІ підготовка

Онлайн сервіс НТУ "ХПІ" для вибору спеціальності, тренування до тестів та успішного вступу в університети.

<http://training.kpi.kharkov.ua/>



Національний технічний університет
«Харківський політехнічний інститут»