**Лабораторна робота**

**Тема. ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ**

**Мета. Оцінити загальні властивості деяких неметалів та їх сполук**

**1 Основні поняття**

**1.1** **Положення неметалів у періодичній системі**

Неметали знаходяться в кінці малих і великих періодів в головних підгрупах періодичної системи елементів Д. І. Менделєєва.

До них належать два **s- елементи -** гідроген *Н1s1* і гелій *Не1s2*. Гідроген розташований в *ІА* і *VII A* підгрупах одночасно внаслідок того, що здатен як віддавати валентний е- (відновні властивості), як лужний метал *ІА* групи, так і приєднувати один е- (окисні властивості), як галогени *VII A* групи. Решта неме-талів (20 елементів) - **р-елементи**, вони знаходяться в *ІІІА - VIII A* підгрупах.

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Період | *Групи елементів* | | | | | |
| *ІІІ А* | *IV A* | *V A* | *VI A* | *VII A* | *VIII A* |
| **Валентні електрони** | *ns2np1* | *ns2np2* | *ns2np3* | *ns2np4* | *ns2np5* | *ns2np6* |
| *I* | *-* | *-* | *-* | *-* | *1H* | *2He* |
| *II* | *5B* | *6C* | *7N* | *8O* | *9F* | *10Ne* |
| *III* | *-* | *14Si* | *15P* | *16S* | *17Cl* | *18Ar* |
| *IV* | *-* | *-* | *33As* | *34Se* | *35Br* | *36Kr* |
| *V* | *-* | *-* | *-* | *52Te* | *53I* | *54Xe* |
| *VI* | *-* | *-* | *-* | *-* | *85At* | *86Rn* |
| *VII* | *-* | *-* | *-* | *-* | *-* | *-* |
| Форми вищих  оксидів | *R2O3* | *RO2* | *R2O5* | *RO3* | *R2O7* | *RO4* |
| Вищий позитивний  ступінь окиснення | *+3* | *+4* | *+5* | *+6* | *+7* | *+8* |
| Форми летючих  водневих сполук | *-* | *RH4* | *RH3* | *H2R* | *HR* | *-* |
| Негативний ступінь окиснення | *-* | *-4* | *-3* | *-2* | *-1* | *-* |

Характерною особливістю вільних атомів неметалів є їх **здатність приєднувати електрони** і проявляти при цьому негативний ступінь окиснення та утворювати, наприклад з гідрогеном, леткі водневі сполуки. Неметали здатні також **віддавати електрони** і проявляти позитивний ступінь окиснення та утворювати, наприклад з оксигеном, оксиди (див. таблицю 1).

Неметали мають такі загальні назви:

*VIII A* підгрупа - **інертні** (благородні) гази, їх молекули одноатомні;

*VII A* підгрупа - **галогени** (солетвірні), молекули двоатомні;

*VI A* підгрупа - **халькогени** (рудотвірні), молекули одно- і багатоатомні;

*VA* підгрупа - **пніктогени** (задушливі, названі за запахом водневих сполук) молекули одно- і багатоатомні;

*IVА* підгрупа – елементи не мають загальної назви, їх молекули одноатомні.

**1.2 Загальні властивості неметалів**

**►Атомні радіуси**

***В періоді зліва направо*** *радіуси атомів незначно змешуються* внаслідок того, щокількість енергетичних рівнів однакова, але номер елемента і кількість зовнішніх електронів збільшується і електростатичне кулонівське тяжіння позитивно зарядженого ядра до валентних електронів посилюється.

***У групі зверху вниз*** *радіус атомів збільшується* внаслідок того, що з ростом номера періоду збільшується кількість енергетичних рівнів, тому тяжіння валентних електронів до ядра слабшає. Кількість валентних електронів на зовнішньому рівні елементів у групі залишається постійною.

Найменший радіус з неметалів (за виключенням гідрогену) має атом фтору.

**►Окисні властивості**

Неметали мають значне число електронів на зовнішньому рівні, тому вони легко *приймають електрони (окисні властивості),* прагнучи добудувати електронну структуру до октету електронів (до 8 е-), тобто до структури благородного газу.

Неметали *виступають в ролі окисників* та проявляють *негативну ступінь окиснення*, що дорівнює різниці: 8 - № групи.

**Найсильнішим окисником** з вільних неметалів **є атом фтору**, який має найменший радіус атому і найбільше число валентних електронів на зовнішньому рівні. Фтор ніколи не віддає електрони, а тільки приймає їх.

В якості окисників, неметали насамперед **взаємодіють із гідрогеном** та утворюють **леткі водневі сполуки**. При **взаємодії з металами** неметали утворюють похідні водневих сполук - сполуки сольового складу з іонним характером зв'язку.

***В періоді зліва направо***окисні властивості вільних атомів неметалів *посилюються, а* ***в групі зверху вниз*** *убувають.*

**►Відновні властивості**

Неметали здатні віддавати електрони і виступати в *ролі відновників* та проявляти *позитивний ступінь окиснення*.

Вищий позитивний ступінь окиснення неметалів відповідає *№ групи* (крім *Не, O, F і N).* Він, як правило, характерний для неметалів, які знаходяться у збудженому стані. Оксиди або гідроксиди, тобто оксигеновмісні кислоти, утворюють виключно збуджені атоми.

Неметали 3- 6 періодів переходять в збуджений стан з використанням d - орбіталей предзовнішнього рівня, вони проявляють змінні ступені окиснення. Взагалі, крім нітрогену *N* , неметали парних груп проявляють парні ступені окиснення, неметали непарних груп - непарні.

***В періоді зліва направо*** *відновні* властивості вільних атомів *убувають,* внаслідок зменшення їх радіусів*, а* ***в групі зверху вниз*** *відновні* властивості *посилюються,* так как атомні радіуси збільшуються*.*

**►Окисно-відновна двоїстість**

Х*арактерною особливістю вільних атомів неметалів є* їх здатність як *віддавати* (крім атомів фтору, гелію і неону), так і *приймати* електрони (крім атомів благородних газів), тобто виявляти *двоїсту природу*, що характерно також і для сполук неметалів з ​​деяким проміжним ступенем окиснення. Неметализ негативним ступенем окиснення ***тількі віддають*** електрони та виступають***в якості відновників****,* це леткі водневі сполуки , та їх похідні. Неметали з вищим позитивним ступенем окиснення ***тількі приймають***електронита виступають***в якості окисників****.*

**1.3 Хімічні властивості неметалів**

***Взаємодія неметалів з простими речовинами***

|  |  |
| --- | --- |
| Взаємодія з **гідрогеном**  ***Н2*** | **З гідрогеном** неметали утворюють ***леткі водневі сполуки,***  приєднують електрони та проявляють максимальний негативний ступінь окиснення, що дорівнює: 8-№ групи ( крім бору) :    **ІІІА группа:** *(BH3)n*- борани , где ( *n* = 2 - 4);похідні - бориди.  **IVA группа:** *CH4* - метан и *SiH4*- силан,їх сполуки не розчинні у воді і не проявляють кислотно-основних властивостей; похідні - карбіди і силіциди відповідно.  **VА группа:** *NH3* - амоніак, *PH3*- фосфін, *AsH3*- арсін:  *NH3* дуже добре розчиняється у воді та утворює слабку основу ,  *PH3*слабо розчиняється у воді, його основа нестійка, а *AsH3*зовсім не розчиняється у воді ; похідні *VА* групи: нітриди, фосфіди і арсеніди відповідно.  **VIA группа:**  *H2S* - сульфід гідрогену, *H2Se* - селенід гідрогену, *H2Te* - телурид гідрогену (або халькогеноводні) дуже добре розчиняються у воді та утворюють слабкі двоосновні кислоти, які дисоціюють ступінчасто; назви похідних - сульфіди, селеніди, телуриди.  **VIІA группа:**  *HF*- фторид гідрогену, *HCl* - хлорид гідрогену, *HBr* - бромід гідрогену, *HI* - йодид гідрогену (або галогеноводні) дуже добре розчиняються у воді та утворюють кислоти: **слабку** фторидну *HF* (плавикову) и **сильні** хлоридну (соляну), бромідну и йодидну.  ***Кислотні властивості водневих сполук та їх розчинів***вперіоді зліва направо и в групі зверху вниз посилюются, а основні властивості слабшають.  ***В окисно - відновних реакціях***неметали водневих сполук тільки віддають електрони та проявляють відновні властивості:  ,  . |
| Взаємодія  **з металами** | **З металами** неметали утворюють сполуки сольового складу з іонним характером зв'язку, тобто похідні летких водневих сполук:          ***В окисно - відновних реакціях***неметали похіднихводневих сполук проявляють тільки***відновні властивості****:* |
| Взаємодія  **з оксигеном**  ***О2*** | **З оксигеном неметали ( крім галогенів)** утворюють несолетвірні або солетвірні оксиди  .  Несолетвірні оксиди, наприклад:  CO, SіO, N2O, NO  не взаємодіють з водою і **не утворюють** **кислот і солей**.  Солетвірні оксиди отримують при окисненні простих речовин, з можливим утворенням сполук змінного складу, наприклад: SO2, SO3, P2O3, P2O5, CO2, N2O3, N2O5.  Їх оксиди розчиняються у воді і утворюють **оксигеновмісні кислоти**, наприклад:  H2SO3, H2SO4, H3PO3, H3PO4, H2CO3, HNO2, HNO3.  Оксиди галогенів отримують побічно - шляхом розкладання солей.  ***Кислотні властивості оксидів і гідроксидів*** посилюються в періоді зліва направо і слабшають в групі зверху вниз.  Кислотні властивості оксидів і гідроксидів **залежать від ступеня окиснення** неметалу і посилюються з його підвищенням. Так, *H2S6+O4* сильніша, ніж *H2S4+O3*, а *HN5+O3* сильніше, ніж *HN3+ O2*. |

**3 Експериментальна частина**

**Дослід 1.** **Порівняння окисних властивостей галогенів.**

1) В одну пробірку внести 1 - 2 мл розчину броміду натрію *NaBr*.

2) У дві інші - по 1 - 2 мл розчину йодиду калію *KI*.

3) У всі три пробірки додати по 2 - 3 краплі органічного розчинника.

4) В пробірки з розчином *NaBr* і *KI* внести по 3 - 4 краплі хлорної води,

в останню пробірку з розчином *KI* - стільки ж бромної води.

5) Вміст пробірок перемішати скляною паличкою.

Допишіть відповідні реакції, вкажіть окисник та відновник:

NaBr + Сl2 → ... + NaСl

KI + Сl2 → ... + KСl

KI + Br2 → ... + KBr

|  |  |
| --- | --- |
| **Спостереження** | • за забарвленням отриманого шару органічного розчин-ника встановити, який галоген виділяється у вільному вигляді в кожній з пробірок. |
| **Висновки** | • розташувати галогени в ряд за зменшенням їх окисної активності, пояснити послідовність їх розташування;  • чи можуть молекулярні галогени проявляти відновні властивості? |

 **Дослід 2. Порівняння відновних властивостей галогенідів.**

1) В три пробірки внести по 1 - 2 мл дихромату калію *K2Cr2O7*, підкисленого 2н. сульфатною кислотою *H2SO4* (1 - 2 краплі).

2) Додати по 2 - 3 краплі:

- в першу пробірку розчину йодиду калію *KI,*

- в другу - стільки ж бромиду натрію *NaBr*,

- у третю – хлориду натрію *NaCl.*

3) Розчини перемішати скляною паличкою.

Допишіть продукти реакцій, складіть їх рівняння методом електронного балансу (або методом напівреакцій):

K2Cr2O7 + H2SO4 + KI → Cr2 (SO4)3 + K2SO4 + H2О + ...

K2Cr2O7 + H2SO4 + NaBr →

K2Cr2O7 + H2SO4 + NaCl →

|  |  |
| --- | --- |
| **Спостереження** | • в якій з пробірок відбулася зміна забарвлення розчину? |
| **Висновки** | • пояснити, в якому випадку відновлення дихромату не відбулося? |

 **Дослід 3. Взаємодія розбавленої сульфатної кислоти *H2SO4* з металами**

В 1) В три пробірки внести 1 - 2 мл 2 н. розчину сульфатної кислоти *H2SO4* і по 2 - 3 шматочки металів: в першу - цинку, у другу - заліза, у третю - міді.

2) Підігріти пробірки над невеликим полум'ям пальника.

Допишіть реакції і розставте коефіцієнти методом електронного балансу (або методом напівреакцій):

H2SO4(розб.) + Zn →

H2SO4(розб.) + Fe →

H2SO4(розб.) + Cu →

|  |  |
| --- | --- |
| **Спостереження** | • в яких пробірках виділяється газ? Який це газ? |
| **Висновки** | • який елемент в цих реакціях є окисником?  • пояснити, в якому випадку реакція не протікає? |

 **Дослід 4. Взаємодія концентрованої сульфатної кислоти з міддю.**

1) В тигель помістити 1 - 2 шматочки мідної стружки і прилити 1 - 2 мл ***концентрованої*** *H2SO4*.

2) Тигель нагріти над невеликим полум'ям.

3) Вологий синій лакмусовий папір піднести до тиглю, де виділяється газ.

4) Вміст тигля випарити, охолодити і розчинити, додавши у тигель 1 - 2 мл дистильованої води. Перенести піпеткою деяку кількість розчину в чисту пробірку.

Допишіть відповідну реакцію і розставте коефіціенти методом електронного балансу ( або методом напівреакцій), вкажіть окисник:

Cu + H2SO4 (конц.) → CuSO4 + … + …

|  |  |
| --- | --- |
| **Спостереження** | • відзначити зміну забарвлення лакмусового папірця.  • по запаху (обережно!) визначити, який газ виділяється?  • відзначити забарвлення розчину в тиглі. |
| **Висновки** | • вказати, який елемент в сульфатній кислоті є окисником?  • визначити, для якого іона характерне забарвлення роз-чину в тиглі? |

 **Дослід 5. Окисні властивості нітратної кислоти.**

1) В пробіркувнести 1-2 мл ***концентрованого*** розчину нітратної кислоти *HNO3*та додати шматочок купруму **(**міді**).**

HNO3 + Cu → Cu(NO3)2 +NO2 ↑+ H2O

2) В пробірку внести 1-2 мл ***розведеного***  2нрозчину нітратної кислоти HNO3та додати шматочок купруму **(**міді)**.**

HNO3 + Cu → Cu(NO3)2 +NO ↑+ H2O

3) В пробірку внести 1-2 мл ***концентрованого*** розчину нітратної кислоти HNO3та додати шматочок червоного фосфору.

HNO3 + P → H3PO4 +NO2 ↑+ H2O

Складіть рівняння відповідних реакцій методом електронного балансу

( або методом напівреакцій), вкажіть окисник.

|  |  |
| --- | --- |
| **Спостереження** | • якого кольору газ виділяється в кожній з пробірок?  • як змінюється забарвлення розчину в першій і в другій пробірках? Чому? |
| **Висновки** | • вказати, який елемент в концентрованій нітратній кис-лоті є окисником? |

**Дослід 6. Гідроліз карбоната і гідрокарбоната натрію.**

1) В одну пробірку внести 1 мл розчину карбоната натрію *Na2CO3*,

2) В іншу - таку ж кількість розчину гідрокарбоната натрію *NaHCO3*.

3) В обидві пробірки додати по 3 - 4 краплі розчину нейтрального лакмусу.

Записати рівняння **гідролізу солей** в молекулярному та іонному вигляді ( див. правила в л/раб. № )

Na2CO3 + H2О →

NaHCO3+ H2О →

|  |  |
| --- | --- |
| **Спостереження** | • відзначити відмінність у забарвленні лакмусу. |
| **Висновки** | • в якому випадку гідроліз протікає слабкіше? Чому? |