

УРОК 23

Тема уроку. Положення елементів-металів у періодичній системі, особливості будови атомів. Металічний зв'язок. Фізичні властивості металів

Згадаємо...

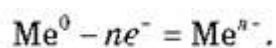
У 7 класі ми вже ознайомилися з металами на прикладі заліза — однієї з найпоширеніших речовин, утворених хімічним елементом Ферумом.

- Яких елементів у природі більше: металів чи неметалів?
- Де в періодичній системі знаходяться елементи-метали?
- Назвіть особливості будови металічних елементів.
- Назвіть характерні ступені окиснення елементів-металів? (Типові: +1, +2, рідше: +3, +4. Як правило, для металів зі змінною валентністю в сполуках з вищим ступенем окиснення металу проявляються амфотерні властивості)
- особливості будови атомів металів;
- будова простих речовин-металів;
- фізичні властивості металів.

Скористаємось матеріалом.

1. Положення металів у періодичній системі, будова атомів

Характеризуються незначною електронегативністю, легко віддають електрони, атоми металів можуть лише окислюватися:



2. Металічний зв'язок

(Розглядаємо модель кристалічної ґратки.)

Зумовлений особливостями будови атомів металів, у вузлах ґраток — атоми й катіони металу, між вузлами — відносно вільні електрони. (Записуємо визначення.)

3. Загальні фізичні властивості металів

Зумовлені наявністю вільних електронів у кристалічних ґратках металів; високою міцністю й рухливістю металічного зв'язку.

(Розглядаємо колекції металів.)

Під час евристичної бесіди на підставі знань учнів, їхніх спостережень у побуті й розглянутих зразків металів робимо висновки про фізичні властивості металів:

- Агрегатний стан (тверді за н. у., за винятком Hg).
- Колір: усі відтінки від світло-сірого до темно-сірого (винятки: Cu, Au).
- Тепло- і електропровідність (за рахунок вільних електронів) збільшуються в ряді Hg, Pb, Fe, Zn, Mg, Al, Au, Cu, Ag.
- Чому в радіотехніці для виготовлення точних приладів використовують срібло й мідь?
- З якого металу найбільш вигідно виготовляти опалювальні системи?
- Ковкість і пластичність. (Розглядаємо рисунок у підручнику або переглядаємо медіа-фрагмент зміщення атомів та іонів металів у кристалічних ґратках унаслідок деформації.) Йони безпосередньо один з одним не зв'язані, тому окремі їх шари можуть зміщатися один відносно одного. Найбільш пластичний метал — золото. Найбільш крихкими є хром, манган, стибій (на зовнішньому рівні — п'ять-сім електронів, чимала кількість вільних електронів забезпечує міцність окремих шарів іонів і перешкоджає їх вільному ковзанню)

Згадаємо...

- Густина: легкі — $\rho < 5 \text{ г/см}^3$ ($\rho(\text{Li}) = 0,53 \text{ г/см}^3$); важкі — $\rho > 5 \text{ г/см}^3$ ($\rho(\text{Os}) = 22,48 \text{ г/см}^3$).
- Твердість: м'які (лужні метали); тверді (хром).
- Температура плавлення: легкоплавкі — $t_{\text{пл}}(\text{Hg}) = -38,87 \text{ }^\circ\text{C}$; тугоплавкі — $t_{\text{пл}}(\text{W}) = 3370 \text{ }^\circ\text{C}$.
- Температура кипіння в металів висока.

IV. Первинне застосування отриманих знань

Дайте відповіді.

- Чим зумовлені істотні відмінності між властивостями атомів металів і неметалів?
- Чому в металічних елементів значно більше загальних фізичних властивостей, ніж у неметалічних, у яких фізичні властивості значною мірою відрізняються?
- Які прості речовини-метали застосовуються найбільше?
- На яких фізичних властивостях ґрунтується це застосування?
- Спрогнозуйте хімічні властиві металів.

V. Підбиття підсумків

Учитель пропонує двом-трьом учням підбити підсумки уроку, назвати основні питання, розглянуті на уроці, оцінює роботу учнів.

Домашнє завдання

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання.

Творче завдання: підготувати повідомлення про поширення металів у природі.

УРОК 24

Тема уроку. Характерні хімічні властивості металів

Використайте...

1. Хімічний калейдоскоп

- Найтвердіший метал — Cr.
- Метал з найвищою електропровідністю — Ag.
- Найважчий метал — Os.
- Найм'якший — Na.
- Радіоактивний, що був відкритий першим, — Ra.
- Найактивніший у періодичній системі — Fr.

- Найпластичніший — Au.
- Найлегший — Li.
- Найбільш легкоплавкий — Hg.
- Метал найяскравішого червоного кольору — Cu.
- «Найчорніший» метал — Fe.
- Найбільш тугоплавкий — W.
- Найпоширеніший у природі — Al.

Дайте відповідь.

Які фізичні властивості проявляють метали завдяки металевим кристалічним ґраткам?

Чи можна стверджувати, що метали мають однакову хімічну активність? Наведіть приклади з життя.

Чи однаково поведуться різні метали у воді?

Чи можна стверджувати, що метали не взаємодіють з водою? Наведіть приклади.

Які метали найбільше використовує людина?

Які фізичні й хімічні властивості цих металів сприяють їх широкому застосуванню?

Ознайомтесь:

1. Проведення експерименту

Демонстрація 1. Взаємодія натрію з водою

У три кристалізатори з водою під витяжкою обережно занурюємо: у перший — шматочок заліза, у другий — шматочок кальцію, у третій — шматочок натрію.

Що спостерігаємо?

Чому метали поведуться по-різному?

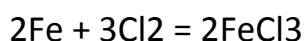
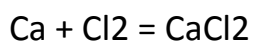
Висновок: метали мають різну хімічну активність.

Звертаємося до ряду активності металів М. М. Бекетова.

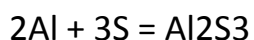
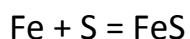
2. Порівняння хімічної активності металів

1) Найбільш енергійно метали реагують з неметалами:

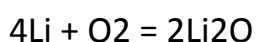
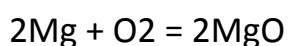
а) з галогенами:



б) із сіркою:



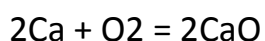
в) з киснем:



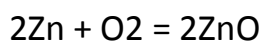
Умовно розіб'ємо ряд активності металів на чотири частини:

Li Ca Na Mg	Al Zn Fe Sn Pb	H Cu Hg	Ag Pt Au
I	II	III	IV

Метали, що знаходяться в ряду активності до Al, швидко й мимовільно окислюються киснем:



Метали від Al до H окислюються повільно або в разі нагрівання:



Метали від H до Pt окислюються за високої температури:

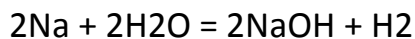


Такі метали, як платина й золото, не окислюються киснем повітря.

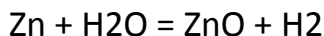
Завдання 1. Троє учнів біля дошки записують ОВР, указують окисник і відновник.

2) З водою метали також реагують неоднаково.

Метали до Al активно реагують з водою без нагрівання:



Метали до H реагують з водою в разі нагрівання:



Метали, розташовані в ряду активності після водню, з водою не реагують.

Завдання 2. Двоє учнів біля дошки записують ОВР, указують окисник і відновник.

3) лабораторний дослід 2. Взаємодія металів з розчинами кислот

Взаємодія металів з кислотами також відбувається відповідно до їх положення в ряду активності металів.

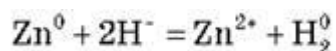
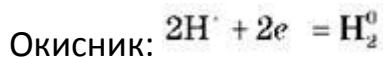
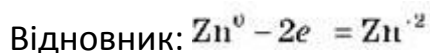
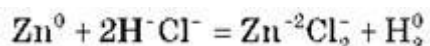
Згадаємо закономірності взаємодії металів з кислотами.

Проведемо експеримент.

У чотири пробірки з розчином хлоридної кислоти занурюємо гранули міді, цинку, магнію й алюмінію.

Завдання 3. Запишіть рівняння ОВР, укажіть окисник і відновник.

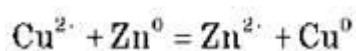
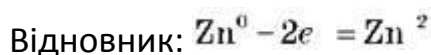
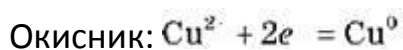
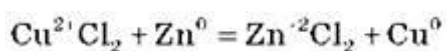
Запишіть рівняння реакцій у іонно-молекулярній формі.



Різниця в активності дозволяє одним металам витіснити інші з розчинів їх солей.

Лабораторний дослід 1. Порівняння активності металів У першу пробірку наливаємо розчин купрум(II) хлориду й опускаємо туди гранулу цинку; у другу пробірку наливаємо розчин цинк хлориду й опускаємо гранулу міді; у третю — розчин купрум(II) хлориду й гранулу магнію; у четверту — розчин цинк хлориду й магній; у п'яту — розчин магній хлориду й цинк.

Що спостерігаємо? (Учні записують рівняння окисно-відновних реакцій, що протікають, указують окисник і відновник; записують скорочене іонне рівняння.)



Висновок: ці метали можна розташувати в ряд за зниженням їх активності: Mg, Zn, Cu.

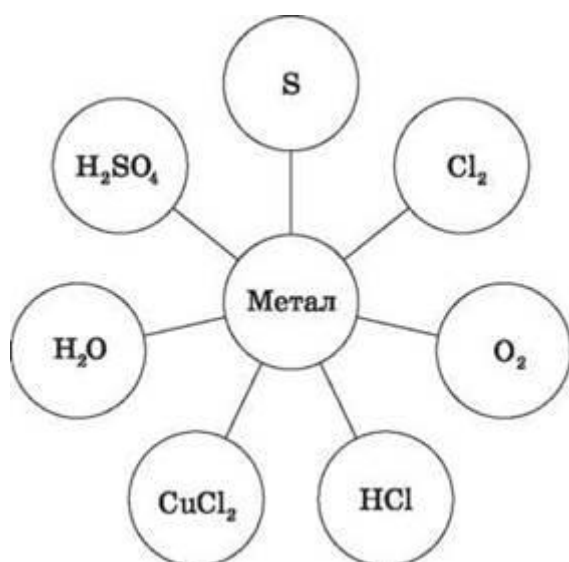
Зробіть висновок.

1. Розглядаємо схему хімічних властивостей металів та її зв'язок з рядом активності, пропонуємо учням зробити узагальнюючий висновок про хімічні властивості металів:

- У реакціях метали проявляють відновні властивості.
- Активність металу можна оцінити за його положенням у ряду активності.
- Застосування металу визначається як його фізичними, так і хімічними властивостями.

Опрацюйте завдання

Скласти рівняння реакцій за схемою:



Метал

Група 1: Ca.

Група 2: K.

Група 3: Zn.

Група 4: Na.

Група 5: Mg.

Група 6: Al.

Домашнє завдання

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання. Групи обмінюються схемами-завданнями для виконання вдома.

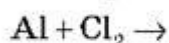
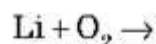
УРОК 25

Тема уроку. Металічні елементи в природі. Загальні способи одержання металів. Виробництво чавуну та сталі

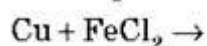
Підготуйтеся до самостійної роботи(подібні завдання)

Варіант I

1. Допишіть рівняння окисно-відновних реакцій, укажіть окисник і відновник:



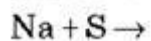
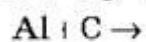
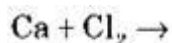
2. Запишіть у повній та скороченій іонній формах рівняння можливих хімічних реакцій:



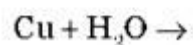
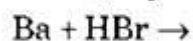
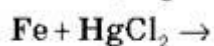
3. Обчисліть об'єм водню (н. у.), що виділиться в процесі взаємодії 20 г кальцію та 70 г розчину хлоридної кислоти з масовою часткою HCl 20 %.

Варіант II

1. Допишіть рівняння окисно-відновних реакцій, укажіть окисник і відновник:



2. Запишіть у повній та скороченій іонній формах рівняння можливих хімічних реакцій:



3. Обчисліть об'єм водню (н. у.), що виділиться в процесі взаємодії 2,7 г алюмінію з 50 г розчину хлоридної кислоти з масовою часткою HCl 15 %.

Використайте матеріал.

Поширення металів у природі

Метали відрізняються активністю, що спричиняє й відмінності в їх поширенні в природі. У повітрі метали містяться в сполуках у вигляді часточок пилу, у воді — у розчинених у ній солях.

Найпоширеніший у земній корі метал — алюміній (5,5 %), далі йдуть: залізо (4 %), кальцій (3 %), магній (2 %). (Розглядаємо діаграму поширення хімічних елементів у природі.)

Найактивніші метали в природі існують у складі солей, метали середньої сили — у формі сульфідів та оксидів.

Благородні метали трапляються в природі й у вільному стані (самородки, «пісок»).

Використайте матеріал.

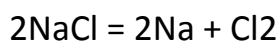
Загальні способи одержання металів

Оскільки більшість металів у природі міститься у вигляді сполук, то будь-який спосіб одержання металів полягає у відновленні цих металів.

1) Найактивніші (K, Ca, Mg, Na) відновлюють електролізом.

Електроліз — це окисно-відновна реакція під дією постійного електричного струму.

Електроліз розплаву можна описати такою схемою:

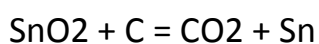


На катоді: $\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}^0$ — відновлення катіонів.

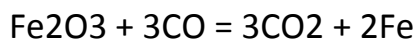
На аноді: $\text{Cl}^- - e^- = \text{Cl}^0$ — окиснення аніонів.

2) Менш активні метали відновлюють з оксидів або сульфідів (після попереднього випалу) одним зі способів:

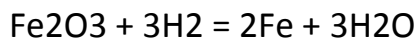
а) коксом за високих температур:



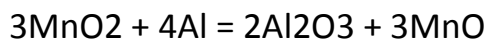
б) карбон(II) оксидом:



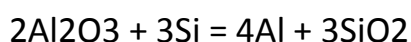
в) воднем:



г) іншим, більш активним металом, наприклад алюмінієм (алюмінотермія):



д) силіцієм (силікотермія):

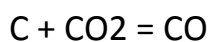
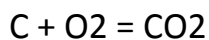


2. Виробництво чавуну та сталі

Демонстрація 7. Схема й макет доменного виробництва

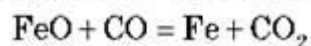
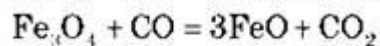
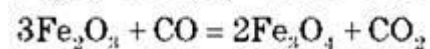
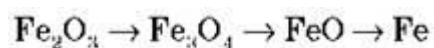
Розглядаємо основні закономірності виробництва чавуну в доменній печі.

Згорання коксу, утворення карбон(II) оксиду:



C — основний відновник у доменній печі.

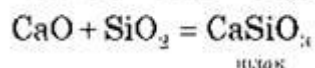
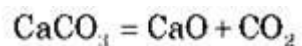
Відновлення заліза, виробництво чавуну:



Одночасно відновлюються силіцій, манган, фосфор і сірка. Вуглець і відновлені речовини розчиняються в залізі.

Видалення домішок.

Домішки видаляються з допомогою флюсів:



Демонстрація 5. Ознайомлення зі зразками чавуну та сталі

Поняття про чорну металургію

Чавун

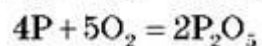
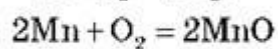
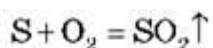
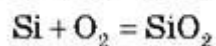
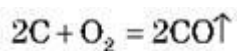
Ливарний	Переробний
10 % від загальної маси	90 % від загальної маси
Для виготовлення залізних конструкцій, машин, плит, ґрат	Для виробництва сталі

Демонстрація 8. Модель кисневого конвертера Розглядаємо модель конвертера, пояснюємо хімічні процеси, що відбуваються під час виплавки сталі.

Окиснення домішок киснем.

Домішки: C, Si, S, Mn, P.

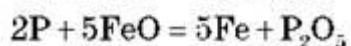
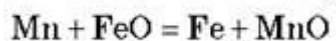
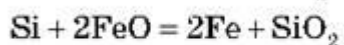
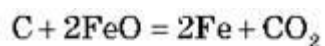
Реакції:



Одночасно окислюється й залізо:

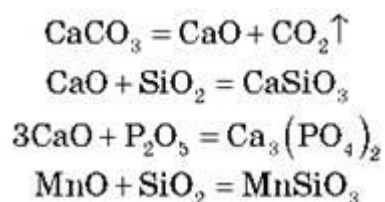


Окиснення домішок ферум(II) оксидом



Видалення шлаків

Силіцій(IV) оксид і фосфор(V) оксид видаляють шляхом додавання флюсів:



Утворені в результаті цих реакцій речовини видаляються у вигляді шлаків.

Легування — це додавання до сплавів речовин (хрому, нікелю, кобальту, ванадію, вольфраму), що сприяють утворенню сплавів з потрібними складом, структурою, властивостями. У результаті легування утворюються леговані сталі.

Способи виробництва сталі

Киснево-конвертерний	Електротермічний	мартенівський
1. Необхідна температура — 1 700 °С — досягається за рахунок окиснення домішок. 2. Економічний	1. Температура 2 000 °С досягається дуговим методом. 2. Як сировину використовують металобрухт. 3. Використовують для одержання сталей, легованих тугоплавкими металами	1. Окиснення домішок поверхневе. 2. Температура 1 700 °С досягається за рахунок спалювання палива. 3. Одержують сталь різних марок

Розгляньте модель кисневого конвертера

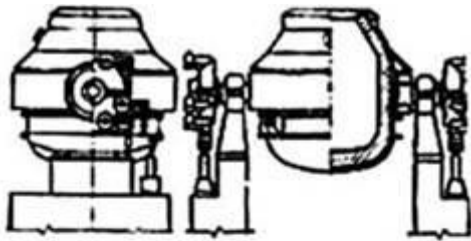
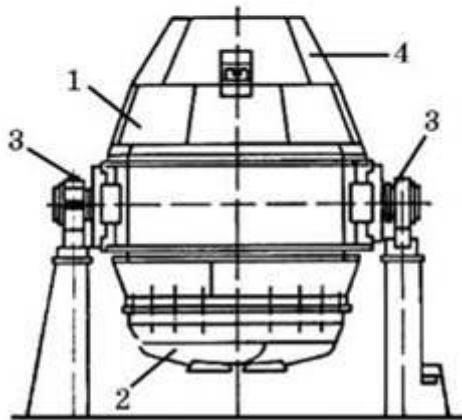


Рис. 1



Кисневий конвертер:

1 — корпус; 2 — днище; 3 — опорні підшипники; 4 — шолом



Запам'ятайте...

- Основні способи одержання металів ґрунтуються на відновленні металів з їх природних сполук.
- Виробництво заліза, чавуну та сталі — чорна металургія, решти металів та їхніх сплавів — кольорова металургія.
- Метали, що трапляються в природі в самородному стані, очищають, у тому числі й хімічними способами.

Домашнє завдання(різгорів.)

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання. Творче завдання: підготувати матеріал (есе, презентації, доповіді) з тем:

- Історія розвитку чорної металургії в Україні.
- Виробництво чавуну.
- Виробництво сталі.
- Значення чорної металургії.
- Охорона навколишнього середовища в чорній металургії.

УРОК 26

Тема уроку. Стислі відомості з історії розвитку чорної металургії в Україні.

Розв'язання задач на розрахунки за хімічними рівняннями за реагентами, що містять домішки

Продумайте...

- Назвіть метали, що трапляються в природі в самородному стані.
- Чи можна назвати їх чистими речовинами?
- Назвіть способи відновлення металів.
- Назвіть відомі вам природні сполуки Феруму.
- Назвіть найвідоміші природні родовища заліза в Україні, покажіть їх на карті.
- Чому руди деяких родовищ потребують додаткового збагачення?

Ознайомтесь:

Розв'язання задач за рівняннями хімічних реакцій, у яких реагенти містять певну частку домішок

1. Обчисліть масу заліза, яку можна одержати з 1 т магнітного залізняку, що містить 15 % домішок.

Руда — це природна суміш, що містить основну речовину, заради якої цю руду переробляють, та інші речовини, які в цьому випадку для виробництва не є цінними. Такі речовини називаються домішками.

Масова частка домішок:

$$\omega(\text{домішок}) = \frac{m(\text{домішок})}{m(\text{речовини})} \cdot 100 \%$$

У руді $\omega(\text{домішок}) = 15 \%$, отже

$$\omega(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 100 - 15 = 85 (\%).$$

$$\text{Тоді } m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1000 \cdot 0,85 = 850 \text{ (кг)}.$$

$$\omega(\text{Fe}) = \frac{56 \cdot 3}{56 \cdot 3 + 16 \cdot 4} = 0,72 (\%).$$

$$m(\text{Fe}) = 850 \cdot 0,72 = 615,5 \text{ (кг)}.$$

Отже, з 1 т руди можна одержати 615,5 кг заліза.

2. Обчисліть масу мангану, яку можна одержати в результаті відновлення 200 г манган(IV) оксиду, що містить 7 % домішок, алюмінотермічним способом.

Складемо алгоритм розв'язання цієї задачі.

1) Обчислюємо масову частку чистої речовини:

$$\omega(\text{MnO}_2) = 100 - 7 = 93 (\%).$$

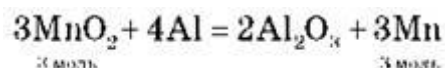
2) Обчислюємо масу речовини в руді:

$$m(\text{MnO}_2) = 200 \cdot 0,93 = 186 \text{ (г)}.$$

3) Обчислюємо кількість речовини:

$$\nu(\text{MnO}_2) = \frac{186}{55 + 32} = \frac{186}{87} = 2,14 \text{ (моль)}.$$

4) Складаємо рівняння реакції:



5) Складаємо пропорцію:

$$v(\text{MnO}_2) = v(\text{Mn}) = 2,14 \text{ моль}$$

6) Обчислюємо масу мангану:

$$m(\text{Mn}) = 2,14 \cdot 55 = 117,6 \text{ (г)}.$$

Відповідь: маса мангану становить 117,6 г.

Задачі для самоконтролю

3. Цинкова обманка (ZnS) містить 20 % домішок. Обчисліть масу цинку, яку можна одержати з 280 кг цієї руди. (150 кг)

4. Обчисліть масу хрому, одержаного силікатотермічним способом з 800 г хром(III) оксиду з масовою часткою домішок 0,22 %. (427 г)

5. Обчисліть масу заліза, яку можна відновити з 1 кг гематиту карбон(II) оксидом, якщо масова частка ферум(III) оксиду в гематиті становить 80 %. (560 г)

6. Обчисліть масу міді, яку можна одержати в результаті відновлення вугіллям 177,8 г купрум(II) оксиду, що містить 10 % домішок, якщо масова частка виходу становить 85 %. (108,8 г)

7. Галеніт (PbS) масою 26,56 кг з масовою часткою домішок 0,1 % обпалили. Одержаний оксид відновили коксом. Обчисліть масу одержаного свинцю. (20,7 г)

Домашнє завдання

Розв'язати задачі на картках.

Творче завдання:

1) скласти задачу виробничого змісту, що включає вихідні речовини з домішками, та розв'язати її;

2) підготувати повідомлення про один зі сплавів (його склад, властивості, застосування).

УРОК 27

Тема уроку. Поняття про сплави. Корозія металів. Захист від корозії

Ознайомтесь.

Сплави — це матеріали, що мають металічні властивості та складаються з двох або більше хімічних елементів, з яких хоча б один є металом. Багато металевих сплавів мають один метал як основу з незначними добавками інших елементів. Найпоширеніший спосіб одержання сплавів — затвердіння однорідної суміші розплавлених компонентів. Існують також інші методи виробництва, наприклад порошкова металургія. Загалом чітку межу між металами та сплавами важко провести, тому що навіть у найчистіших металах містяться «слідові» домішки інших елементів. Однак зазвичай під металевими сплавами розуміють матеріали, які одержують шляхом цілеспрямованого додавання до основного металу інших компонентів.

Майже всі метали, що мають промислове значення, використовуються у формі сплавів. Так, усе виплавлюване залізо майже цілком використовується для виготовлення звичайних і легованих сталей, а також чавунів.

Сплавленням з деякими компонентами можна істотно поліпшити властивості багатьох металів. Якщо для чистого алюмінію межа текучості становить лише 35 МПа, то для алюмінію, що містить 1,6 % міді, 2,5 % магнію та 5,6 % цинку, вона може перевищувати 500 МПа. Аналогічно можна поліпшити електричні, магнітні й термічні властивості. Ці поліпшення визначаються структурою сплаву — розподілом і структурою його кристалів і типом зв'язків між атомами в кристалах.

Багато металів, наприклад магній, виробляють високочистими, щоб можна було точно знати склад сплавів, які виготовляються з нього. Кількість металевих сплавів, застосовуваних сьогодні, дуже велика й безупинно зростає. Їх прийнято поділяти на дві великі категорії: сплави на основі заліза та сплави кольорових металів. У таблиці наводяться найважливіші сплави промислового значення та вказуються основні галузі їх застосування.

Підготуйте доповіді про основні сплави

Орієнтовний перелік тем для обговорення

- Сталь.

- Чавун.
- Сплави на основі міді.
- Свинцеві сплави.
- Легкі сплави:
 - ◆ алюмінієві сплави;
 - ◆ магнієві сплави;
 - ◆ титанові сплави;
 - ◆ берилієві сплави.
- Амальгами.
- Золоті сплави.
- Тверді сплави.
- Друкарські сплави (гарт).
- Цинкові сплави.

Скористайтесь матеріалом та дайте відповіді.

Корозія металів, способи захисту від корозії

Металеві конструкції широко використовуються в житті й діяльності людини. Близько 2 % залізних виробів щодня руйнуються через іржавіння заліза. У перерахуванні на кількість конструкцій це приблизно 3-5 млн. мЗ залізобетонних конструкцій.

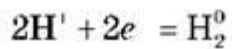
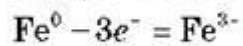
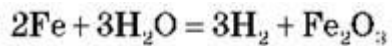
- Чому руйнуються металеві конструкції?
- Що необхідно зробити, щоби призупинити цей процес?

Розберемося в сутності цього процесу та знайдемо його причини.

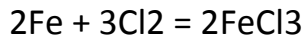
1. Корозія — це хімічне або електрохімічне руйнування металів під дією навколишнього середовища.

Хімічна корозія — це процес руйнування металів під дією агресивного середовища (газу або рідини).

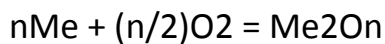
Відбувається мимовільно в рідинах:



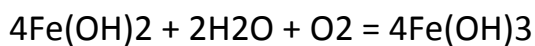
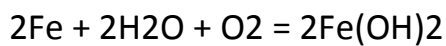
У процесі контакту з агресивним газом:



В атмосфері кисню:

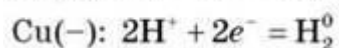
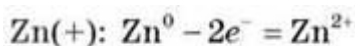


Окиснення у вологому повітрі:



Електрохімічна корозія — це процес, що протікає за наявності двох-трьох металів у середовищах з іонною провідністю. На аноді (більш активному металі) відбувається окиснення цього металу; на катоді (менш активному металі) — відновлення водню.

Наприклад, для пари Zn — Cu в агресивному середовищі виникає процес:



У цьому випадку активний метал швидко руйнується.

- Застосування захисних покриттів:
 - ◆ нікелювання, хромування;
 - ◆ лаки, фарби, емалі;
 - ◆ захисні оксидні плівки (окисдування (Al_2O_3 , Fe_3O_4));
 - ◆ фосфатні покриття ($\text{ZnHPO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4$).
- Сплави, стійкі до корозії (легуювання хромом Cr, нікелем Ni, вольфрамом W та ін.).

- Електрохімічні методи:
- ◆ заклепки з більш активного металу;
- ◆ пластини з більш активного металу;
- ◆ нейтралізація струму в разі корозії постійним струмом у протилежному напрямку.
- Зміна складу середовища, використання інгібіторів.

Завдання

1. На сталевій кришці поставлено мідну заклепку. Що зруйнується раніше — кришка чи заклепка? Чому?
2. Зразок сплаву магнію з міддю масою 27 г обробили надлишком розчину хлоридної кислоти. Виділився газ об'ємом 16,8 л (н. у.). Обчисліть масову частку міді в сплаві. (33,3 %)
3. Чому луджений (покритим оловом) залізний бак на місці ушкодження швидко руйнується?
4. Зразок латуні (Cu + Zn) масою 200 г з масовою часткою міді 60 % обробили надлишком хлоридної кислоти. Обчисліть об'єм газу, що виділився (н. у.). (27,57 л)
5. Який метал унаслідок взаємного контакту в присутності електроліту зруйнується швидше — алюміній чи залізо? Чому?
6. Зразок сплаву заліза з вуглецем масою 5 г розчинили в надлишку хлоридної кислоти. Після завершення реакції об'єм водню, що виділився (н. у.), становив 1,96 л. Обчисліть масову частку заліза в сплаві. (98 %)
7. Чому на оцинкованому цебрі на місці подряпини цинк руйнується, а залізо не іржавіє?
8. Сталевий дріт масою 6 г спалили в кисні. При цьому утворився 0,1 г карбон(^) оксиду. Обчисліть масову частку вуглецю в сталі. (0,45 %)

Домашнє завдання

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання.

Випереджальні завдання

1. Положення Натрію й Калію в періодичній системі. Будова їхніх атомів. Фізичні властивості натрію й калію.
2. Поширення Натрію й Калію в природі. Способи їх одержання.
3. Хімічні властивості Натрію й Калію.
4. Оксиди Натрію й Калію, їх властивості, застосування.
5. Гідроксиди Натрію й Калію, їх властивості, застосування.
6. Солі Натрію й Калію. Калійні добрива.

УРОК 28

Тема уроку. Лужні метали. Натрій і Калій. Оксиди, гідроксиди, солі Натрію й Калію. Використання найважливіших сполук Натрію й Калію. Калійні добрива

Підготуйтеся...

Бесіда за питаннями

- Опишіть положення лужних металів у періодичній системі.
- Порівняйте з допомогою таблиці фізичні властивості лужних металів.
- Троє учнів на дошці складають схеми будови атомів Li, Na, K. Найбільше практичне значення мають елементи Na і K, тому згадаємо властивості лужних металів, їхніх сполук, поширення в природі й застосування на прикладі Натрію й Калію.

Скористайтесь матеріалом.

1. Положення в періодичній системі, будова атома

Метал	Період	Група	Ar	Порядковий номер	Заряд ядра	e ⁻	p	n	Схема будови атома
Натрій	II	1	23	11	+ 11	11	11	12	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹
Калій	III	1	39	19	+ 19	19	19	20	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹

2. Фізичні властивості

	Na	K
Агрегатний стан	Твердий	Твердий
Колір	Сірий	Сірий
На повітрі окислюються		
ρ		
$t_{пл}, ^\circ C$		
$t_{кип}, ^\circ C$		

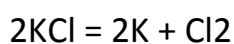
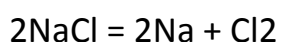
3. Поширення в природі

Розглядаємо колекцію природних сполук.

Кам'яна сіль	NaCl
Глауберова сіль	$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
Сильвініт	$NaCl \cdot KCl$
Карналіт	$KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$

4. Способи одержання

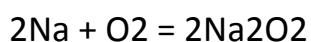
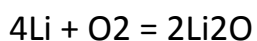
Електроліз розплавів:

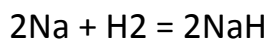
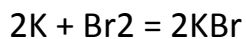
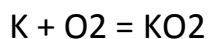
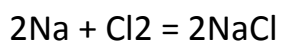


5. Хімічні властивості

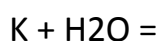
Учні по ланцюжку записують на дошці рівняння.

1) З простими речовинами (з Оксигеном лише Літій утворює оксид, Калій і Натрій — пероксиди):





2) Зі складними речовинами:



Демонстрація 1. Взаємодія натрію з водою

У розчинах кислот натрій і калій спочатку реагують з водою, а потім утворений луг узаємодіє з кислотою.

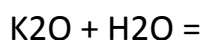
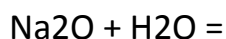
6. Оксиди Натрію й Калію, їх властивості

Формула	Na_2O	K_2O
Агрегатний стан	Твердий	Твердий
Колір	Білий	Білий

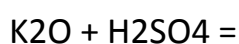
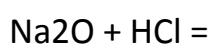
У воді розчиняються — взаємодіють з водою. Хімічні властивості — основні оксиди.

Учні по ланцюжку записують рівняння реакцій.

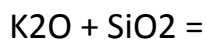
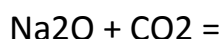
1) З водою:



2) З кислотами:



2) З кислотними оксидами:



7. Основи NaOH, KOH, їх властивості

Формула	NaOH	KOH
Агрегатний стан	Твердий	Твердий
Колір	Білий	Білий

Дуже гігроскопічні.

Хімічні властивості — типові основи.

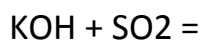
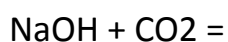
Демонструємо дію фенолфталеїну на розчин натрій гідроксиду.

Учні записують на дошці рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах.

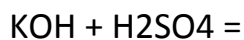
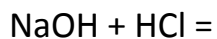
1) Дисоціація:



2) З кислотними оксидами:



3) З кислотами:



4) Із солями:



8. Застосування солей. Калійні добрива

(Розглядаємо колекцію мінеральних добрив.)

Калійні добрива — це мінеральні речовини, що містять Калій; застосовуються як джерело калійного живлення сільськогосподарських рослин для підвищення їх урожайності.

Як калійні добрива використовуються:

- Калійні солі (сильвініт, каїніт).
- Концентровані добрива (калій хлорид і калій сірчаноокислий) одержують шляхом хімічної переробки сирих калійних солей.
- Змішані (30%-ві та 40%-ві калійні солі) є механічними сумішами калій хлориду із сильвінітом або каїнітом.
- Калій-магній сульфат, або калі-магnezія.
- Деревна торф'яна та інші види золи.

Сильвініт ($m\text{KCl} \cdot n\text{NaCl}$) містить у середньому 14 % K_2O (прийнято перераховувати вміст Калію в калійних добривах на калій оксид K_2O навіть у тому випадку, якщо добриво не містить у собі Оксигену).

Каїніт як добриво не завжди відповідає формулі мінералу каїніту $\text{MgSO}_4 \cdot \text{KCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, а може становити або сіль, близьку за складом до сильвініту, або механічну суміш $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot \text{NaCl}$ каїніту, карналіту та інших солей.

Тренувальні вправи

Варіант I

1. Обчисліть масу натрію, яку можна одержати електролізом 230 г солі, що містить 5 % домішок.
2. Складіть рівняння реакцій за схемою: $\text{K} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{K}$
3. Запропонуйте спосіб, з допомогою якого можна розпізнати калій хлорид і натрій хлорид.

Варіант II

1. Обчисліть об'єм водню (н. у.), що виділиться в результаті взаємодії з водою калію масою 78 г, що містить 10 % домішок.
2. Складіть рівняння реакцій за схемою: $\text{Na} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3$

3. Запропонуйте спосіб, з допомогою якого можна розпізнати калій хлорид і натрій хлорид.

Домашнє завдання

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання.

Випереджальні завдання

1. Положення Кальцію в періодичній системі, будова атома.

2. Фізичні властивості кальцію.

3. Кальцій у природі, способи його одержання.

4. Хімічні властивості:

а) взаємодія з простими речовинами;

б) взаємодія з водою, кислотами.

5. Кальцій оксид. Властивості, застосування.

6. Кальцій гідроксид. Властивості, застосування.

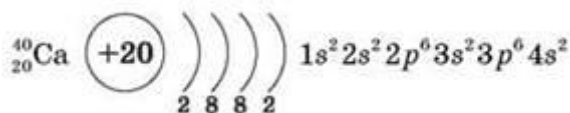
7. Солі Кальцію. Властивості, застосування.

8. Твердість води, способи усунення твердості.

29. Кальцій. Кальцій оксид і гідроксид. Солі Кальцію. Поняття про твердість води. Використання найважливіших сполук Кальцію

Опрацюйте матеріал.

1. Положення Кальцію в періодичній системі, будова його атома



2. Фізичні властивості

Порівнюємо властивості за таблицею лужноземельних металів.

	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
--	----	----	----	----	----

ρ, г/см ³	1,74	1,55	2,63	3,76	6
тпл, °С	650	842	770	969	727
Колір	Сріблясто-білий	Білий			
Примітки	Вкривається оксидною плівкою	Твердий, на повітрі окислюється			

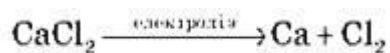
3. Поширення в природі (~3 % маси)

Вапняки.

- Доломіт $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$.
- Магnezит MgCO_3 .
- Вапняк, крейда, мармур CaCO_3 .
- Каїніт $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.
- Алебастр, палений гіпс $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
- Карналіт $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
- Гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.
- Фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

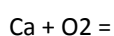
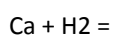
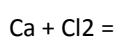
4. Способи одержання

Одержують електролізом розплаву CaCl_2 :



5. Хімічні властивості Кальцію

1) Взаємодія з неметалами (учні по ланцюжку записують на дошці рівняння реакцій):



$\text{Ca} + \text{N}_2 =$

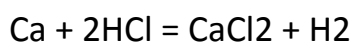
2) Взаємодія з водою.

Демонстрація 2. Взаємодія кальцію з водою З холодною реагує повільно, з гарячою — швидко:

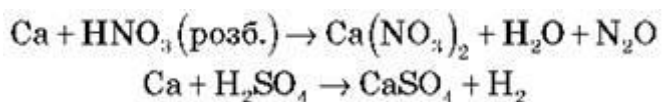


Дослідження розчину фенолфталеїном підтверджують лужне середовище розчину.

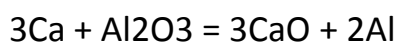
3) Взаємодія з кислотами:



Записати ОВР:

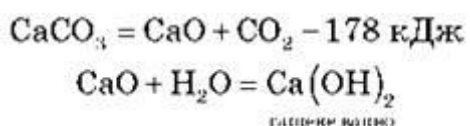


4) Відновлює оксиди металів:



6. Кальцій оксид

Кальцій оксид CaO , негашене вапно — біла, вогнестійка речовина, $t_{\text{пл}} = 2\,600^\circ\text{C}$.



7. Кальцій гідроксид

Кальцій гідроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$, рихлий порошок, малорозчинний у воді, розчин має лужну реакцію. Вапняна вода — прозорий розчин $\text{Ca}(\text{OH})_2$, використовується для виявлення CO_2 .

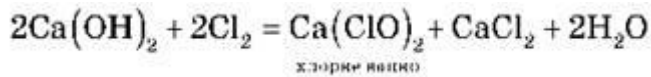
8. Солі Кальцію

Найбільше практичне значення мають:

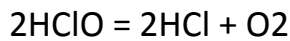
- Крейда CaCO_3 .



- Гіпс

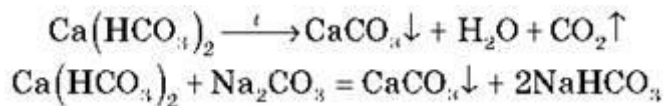


Застосовується для дезінфекції:



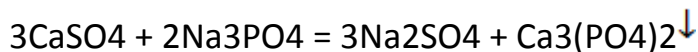
9. Твердість води

1) Тимчасова (карбонатна) твердість зумовлена наявністю гідрогенкарбонатів Кальцію й Магнію: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Усувається шляхом кип'ятіння або з допомогою спеціальних добавок, що містять соду:



2) Постійна твердість зумовлена наявністю інших розчинних солей Кальцію й Магнію, наприклад: CaSO_4 , MgSO_4 .

Усувається з допомогою розчинних карбонатів або фосфатів:

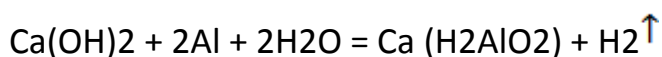


10. Використання сполук Кальцію

Тренувальні вправи

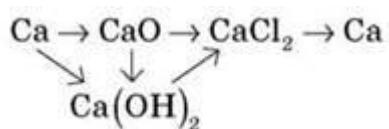
1. Складіть рівняння, що описують усунення твердості води, спричиненої магній гідрогенкарбонатом і магній сульфатом.

2. Легкі пористі бетони одержують шляхом взаємодії алюмінію з кальцій гідроксидом:



Водень спінює масу. Такий бетон використовується як тепло- та звукоізоляційний матеріал. Обчисліть маси кальцій гідроксиду й алюмінію, необхідні для одержання 560 л водню (н. у.).

3. Складіть рівняння реакцій за схемою:



Домашнє завдання

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання.

Випереджальні завдання

1. Положення Алюмінію в періодичній системі, будова атома.
2. Фізичні властивості алюмінію.
3. Природні сполуки Алюмінію.
4. Способи одержання алюмінію.

УРОК 30

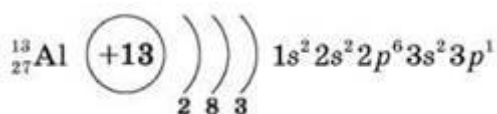
Тема уроку. Алюміній. Алюміній оксид, алюміній гідроксид, їх амфотерність. Солі Алюмінію. Використання найважливіших сполук Алюмінію

Продумайте відповіді.

1. Складіть схему будови атома Алюмінію.
2. У чому полягають відмінності в будові атомів К, Са, Al?
3. Назвіть характерну валентність, ступінь окиснення, які Алюміній проявляє в сполуках.
4. Чим пояснюється зниження хімічної активності алюмінію порівняно з Na, К, Са?

Опрацюйте матеріал.

1. Положення Алюмінію в періодичній системі, будова його атома



2. Фізичні властивості алюмінію

Сріблясто-білий метал, легкий і пластичний, $\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$, $t_{\text{пл}} = 660 \text{ }^\circ\text{C}$.

Легко витягується в дріт, прокочується в листи й фольгу. За електропровідністю поступається лише сріблу й міді. Входить до складу легких сплавів.

3. Природні сполуки Алюмінію

- Каолініт $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, входить до складу глини.
- Корунд Al_2O_3 , кристали: червоні (рубіни), сині (сапфіри).
- Польовий шпат $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$.
- Боксит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.
- Нефелін $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$.
- Кріоліт $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$.

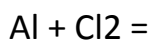
4. Способи одержання

Одержують електролізом Al_2O_3 у розплавленому кріоліті за температури близько $1\,000 \text{ }^\circ\text{C}$.

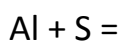
5. Хімічні властивості Алюмінію

1) Взаємодія з неметалами.

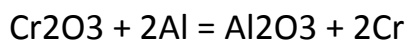
Легко з'єднується з галогенами за кімнатної температури:



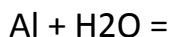
У результаті нагрівання:



2) Алюмінотермія:

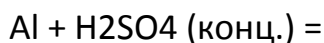
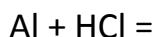


3) З водою не взаємодіє, поверхня металу захищена оксидною плівкою, але якщо зняти її, протікатиме реакція:

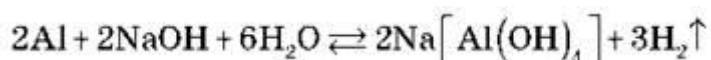


4) Алюміній легко взаємодіє з розчинами кислот.

Завдання. Допишіть рівняння реакцій окиснення-відновлення:



5) Реагує з лугами за нагрівання:

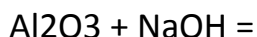
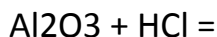


(Розставити коефіцієнти методом електронного балансу.)

6. Алюміній оксид Al_2O_3

Біла тугоплавка речовина, нерозчинна у воді, $t = 2050^\circ\text{C}$.

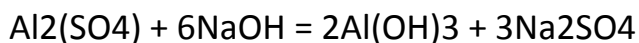
Проявляє амфотерні властивості:



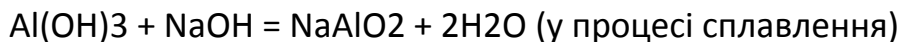
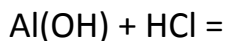
Запишіть іонно-молекулярні рівняння.

7. Алюміній гідроксид Білий драглистий осад.

Одержання алюміній гідроксиду та його амфотерні властивості



Доведіть рівняннями хімічних реакцій амфотерність $\text{Al}(\text{OH})_3$.



8. Солі Алюмінію

Тверді, білі речовини, дуже гідролізовані.

9. Застосування Алюмінію та його сполук

- Сплави.
- Алюмінотермія.
- Алюмінієві вироби.

Зробіть тренувальні вправи

Самостійна робота зі схемами

1. $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$
2. $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$
3. $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2$
4. $\text{Al} \rightarrow \text{AlBr}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3$

Обчисліть масу кінцевого продукту, якщо для реакції взяли 5,4 г алюмінію.

Дайте відповіді.

- У чому причина відмінності між властивостями Алюмінію, Кальцію й Калію?
- Як можна пояснити ці відмінності з огляду на будову їхніх атомів?
- Чому алюміній має широке застосування в побуті, техніці, металургії?
- Чому в природі алюміній не трапляється в самородному стані?

Домашнє завдання

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання.

Випереджальні завдання

1. Положення Феруму в періодичній системі, будова атома.
2. Фізичні властивості заліза.
3. Природні сполуки Феруму.
4. Виробництво чавуну та сталі.

5. Хімічні властивості Феруму:

а) взаємодія з простими речовинами;

б) взаємодія з водою й кислотами.

6. Ферум(II) і ферум(III) оксиди, їх властивості.

7. Ферум(II) гідроксид, його властивості.

8. Ферум(III) гідроксид, його амфотерні властивості.

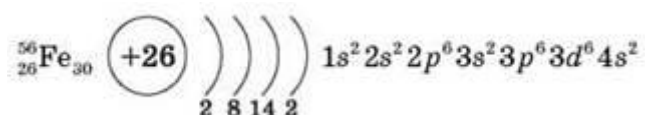
9. Застосування заліза та сполук Феруму.

УРОК 31

Тема уроку. Ферум. Ферум(II) і ферум(III) оксиди, відповідні їм гідроксиди, їх амфотерність. Солі Феруму. Використання найважливіших сполук Феруму

Опрацюйте матеріал.

1. Положення в періодичній системі, будова атома



d-елемент, на зовнішньому 4s-рівні два електрони, важливу роль відіграє передзовнішній d-підрівень. Ступені окиснення — +2 і +3, оскільки в реакціях бере участь один електрон d-підрівня, валентності — II і III.

2. Фізичні властивості

Сріблястий, пластичний, ковкий, легко прокочується та піддається іншим видам механічної обробки.

Має здатність розчиняти в собі багато хімічних елементів (у тому числі Карбон, Силіцій). Проявляє магнітні властивості. $t_{\text{пл}} = 1\,539\text{ }^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{кип}} = 2\,730\text{ }^{\circ}\text{C}$; $\rho = 7,87\text{ г/см}^3$; твердість — 35-45 н/тм².

3. Природні сполуки Феруму

(Розглядаємо колекцію мінералів.)

4 % маси — у земній корі у складі сполук. У вільному стані трапляється в метеоритах.

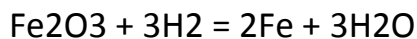
Основні ферумовмісні руди:

- магнітний залізняк Fe_3O_4 , до 72 % Fe;
- червоний залізняк, гематит Fe_2O_3 , до 65 % Fe;
- бурий залізняк, лимоніт $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, до 60 % Fe;
- шпатовий залізняк, сидерит FeCO_3 ;
- пірит, залізний колчедан FeS_2 , до 47 % Fe;
- $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ міститься у водах мінеральних джерел.

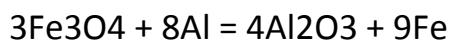
4. Одержання

(Звертаємося до таблиць виробництва чавуну та сталі.)

1) Відновлення воднем:



2) Алюмінотермія:



3) Електроліз водних розчинів.

4) Відновлення C, CO.

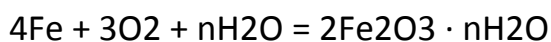
5. Застосування заліза

Готуємось до семінару за планом:

1. Хімічні властивості заліза

1) У вологому повітрі швидко іржавіє, вкривається бурим нальотом гідратів Fe_2O_3 , які внаслідок своєї рихлості не захищають залізо від подальшого окиснення.

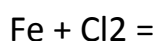
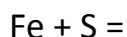
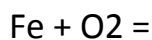
У воді залізо інтенсивно кородує за умови достатнього доступу кисню, утворюються гідратні форми:



У разі нестачі кисню утворюється змішаний оксид $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$, або Fe_3O_4 :

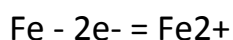


Завдання 1. Допишіть рівняння реакцій:

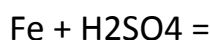
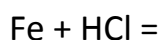


2) Взаємодія з кислотами.

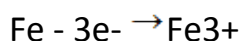
У розчинах кислот:



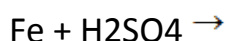
Завдання 2. Допишіть рівняння реакцій у іонно-молекулярній формі:



У концентрованих кислотах:

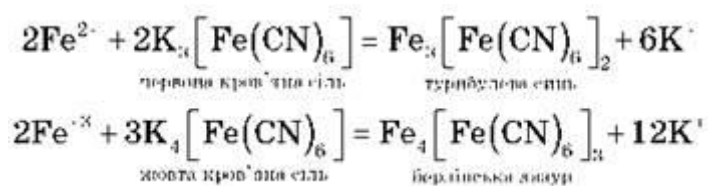


Завдання 3. Складіть ОВР, укажіть окисник, відновник:



Залізо пасивує в 100%-й сульфатній H_2SO_4 і концентрованій нітратній HNO_3 кислотах.

3) якісна реакція (демонстрація):



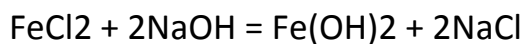
2. Сполуки Феруму(II)

Ферум(II) оксид FeO — основний, твердий, нерозчинний у воді.

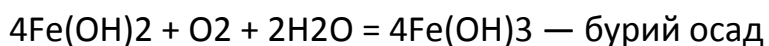
Ферум(II) гідроксид Fe(OH)_2 — основний, твердий, зеленуватого кольору, нерозчинний у воді.

Утворюється в результаті дії лугів на розчинні солі.

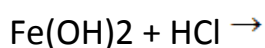
Демонстрація 5



На повітрі окислюється:

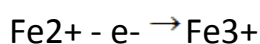


Розчинний у кислотах:



Завдання 3. Запишіть рівняння в іонній формі.

Сполуки Fe^{2+} легко окислюються киснем повітря:



$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — залізний купорос.

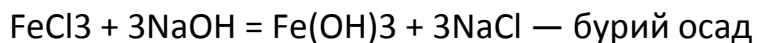
3. Сполуки Феруму(III)

Fe_2O_3 — амфотерний оксид коричневого кольору, твердий, нерозчинний у воді.

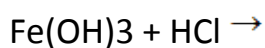
Fe(OH)_3 — амфотерна основа бурого кольору, нерозчинна у воді.

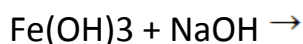
Демонстрація 5

Одержують ферум(III) гідроксид дією лугів на розчини солей Fe^{3+} :



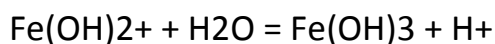
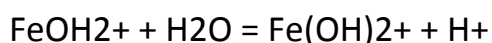
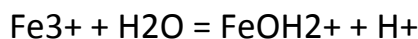
Осад розчинний і в кислотах, і в надлишку лугу:



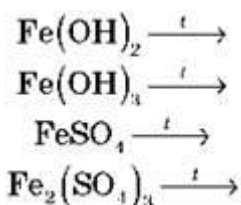


Рівняння реакції записати в молекулярній та іонній формах.

Солі Fe^{3+} значною мірою гідролізуються, буре забарвлення $\text{Fe}(\text{OH})_3$ надає їм коричневого відтінку:



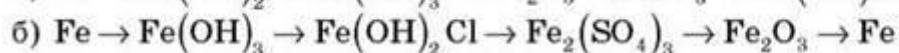
4. Нерозчинні основи й солі Феруму. Нерозчинні основи й солі Феруму(II) й Феруму(III) розкладаються в процесі нагрівання.



Завдання 4. Допишіть рівняння:

Заповнення опорної схеми.

Завдання . Здійсніть перетворення:



Домашнє завдання

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання. Повторити правила техніки безпеки, підготуватися до практичної роботи.

УРОК 32

Практична робота № 2. Розв'язання експериментальних задач

I. Організація , інструктаж з техніки безпеки, правил поведінки в кабінеті хімії

II. Домашнє завдання

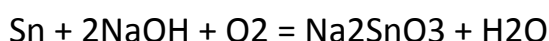
Повторити матеріал про властивості металів, загальні способи їх одержання, застосування й особливості хімічних властивостей Na, K, Ca, Al, Fe.

УРОК 33

Тема уроку. Охорона навколишнього середовища в металургійному виробництві й використанні металів. Значення неорганічних сполук у природі, техніці й житті

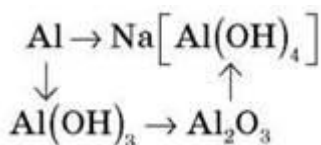
Опрацюйте матеріал, дайте відповіді на запитання.

1. Регенерацію олова з консервних бляшанок з наступним електролізом натрій станату можна описати рівнянням:



Обчисліть об'єм розчину натрій гідроксиду ($\rho = 1,44$ г/мл) з масовою часткою NaOH 40 %, потрібний для розчинення всього олова, що міститься в 100 консервних бляшанках. Маса олова в кожній бляшанці становить 0,4 г.

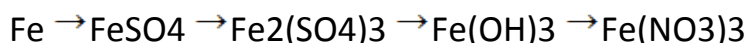
2. Здійсніть перетворення:



3. Захист навколишнього середовища під час виробництва чавуну та сталі.

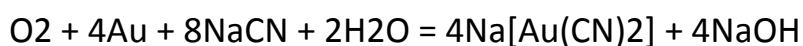
4. Прожарюванням гіпсу $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ за температури 280°C одержують алебастр $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, що застосовується як добавка під час виготовлення штукатурки для стін і стель. яка маса гіпсу, що містить 2 % піску, витрачається на одержання алебастру масою 15 кг? Чому в процесі одержання алебастру не можна піднімати температуру вище від 180°C ?

5. Здійсніть перетворення:

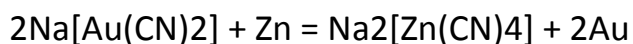


3. Захист навколишнього середовища в кольоровій металургії.

6. У процесі одержання золота з руд ціанідним способом подрібнену руду бідних порід обробляють слабким розчином (0,03-0,2 %) натрій ціаніду. Золото переходить у розчин, утворюючи комплексну сполуку Ауруму(I):

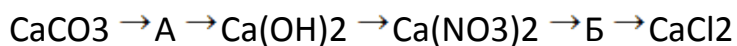


З розчину золото виділяють металевим цинком:



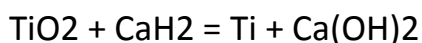
Обчисліть масу розчину натрій ціаніду з масовою часткою 0,2 % і масу цинку, необхідні для одержання 112 г золота.

7. Здійсніть перетворення:



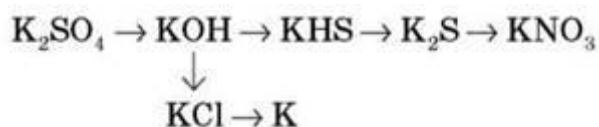
8. Раціональне використання природних ресурсів. Охорона навколишнього середовища в процесі використання металів.

9. Один з напрямів розвитку металургії — порошкова металургія. Титан у вигляді дрібного порошку одержують шляхом відновлення титан(IV) оксиду кальцій гідридом у процесі нагрівання у вакуумі:



Обчисліть масу титану, яку можна одержати з титанової руди масою 80 кг, якщо масова частка TiO_2 в ній становить 93 %, а масова частка виходу — 90 %.

10. Здійсніть перетворення:



11. Значення неорганічних сполук у природі, техніці, житті.

Домашнє завдання

Підготуватися до контрольної роботи з теми «Метали».

УРОК 34

Контрольна робота з теми «Металічні елементи та їхні сполуки»

Письмова контрольна робота

Учитель розподіляє варіанти й нагадує учням зміст завдань, час виконання, ключові моменти оформлення відповідей і систему оцінювання:

- завдання 1, 2, 3, 4, 5, 6 — тестові, кожне завдання оцінюється в 0,5 бала, у сумі перші шість завдань дають 3 бали;
- завдання 7, 8, 9 оцінюються по 2 бали, разом за дев'ять правильно виконаних завдань учень отримує 9 балів;
- завдання 10 пропонується виконувати учням, які претендують на оцінку 12 балів, оцінюється в 3 бали.

Отже, максимальна оцінка за правильно виконану роботу становить 12 балів.

Час на виконання роботи — 40 хв.

Тренувальні завдання:

Варіант I

1. Під час хімічної реакції метали:

- а) віддають електрони зовнішнього енергетичного рівня;
- б) приєднують електрони зовнішнього енергетичного рівня;
- в) не змінюють зовнішнього енергетичного рівня.

2. Електроліз переважно використовують для одержання:

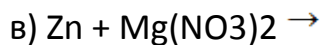
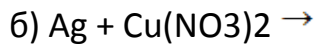
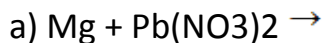
- а) малоактивних металів;
- б) найбільш активних металів;
- в) металів, що в ряду активності розташовуються після водню.

3. Найбільшу електро- й теплопровідність має метал:

- а) Ca;
- б) Al;

в) Ag.

4. Укажіть рівняння можливої хімічної реакції:



5. Укажіть окисник у реакції: $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$

а) Ca;

б) H_2O ;

в) H_2 .

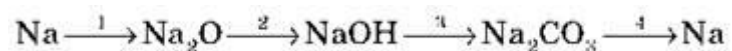
6. Об'єм водню, що виділяється в результаті взаємодії заліза масою 2,8 г з надлишком розбавленої сульфатної кислоти:

а) 3,36 л;

б) 2,24 л;

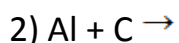
в) 1,12 л.

7. Запишіть рівняння реакцій, з допомогою яких можна здійснити перетворення:



Перше рівняння розберіть як ОВР, друге і третє запишіть у молекулярно-іонній формі.

8. Допишіть рівняння можливих реакцій:



9. Унаслідок взаємодії лужного металу масою 2,76 г з надлишком води виділився газ об'ємом 1,344 л (н. у.). Визначте метал.

10. Обчисліть масу магнітного залізняку, з якого одержали 5,6 т заліза в результаті відновлення карбон(II) оксидом, якщо масова частка Fe_3O_4 в руді становить 0,8 %.

Варіант II

1. Метали реагують з розчином солі, якщо:

- а) до складу солі входить більш активний метал;
- б) до складу солі входить метал такої ж активності;
- в) метал-реагент активніший за той, що входить до складу солі.

2. Сплави складаються:

- а) тільки з металів;
- б) з металів і неметалів;
- в) тільки з неметалів.

3. Найвищу твердість мають метали:

- а) Cu, Fe;
- б) Cr, Ti;
- в) Cr, W.

4. Укажіть неможливу реакцію:

- а) $\text{Zn} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
- б) $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 \rightarrow$
- в) $\text{Ag} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$

5. Укажіть відновник у реакції: $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$

- а) Al;
- б) H^+ ;

в) H_2 .

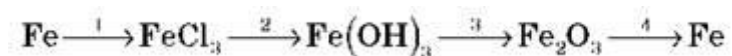
6. У результаті реакції кальцію масою 2 г з надлишком води виділився водень об'ємом:

а) 2,24 л;

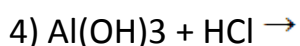
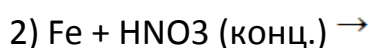
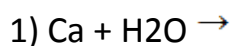
б) 1,12 л;

в) 1,24 л.

7. Запишіть рівняння реакцій, з допомогою яких можна здійснити перетворення:



8. Допишіть рівняння можливих реакцій:



9. На двовалентний метал масою 6 г подіяли водяною парою, унаслідок чого виділився газ об'ємом 5,6 л (н. у.). Визначте метал.

10. Обчисліть витрату глинозему, масова частка алюміній оксиду в якому становить 95 %, у процесі електролітичного одержання 1 т алюмінію.

Варіант III

1. З водою за звичайних умов реагують метали:

а) побічних підгруп I-III груп;

б) головних підгруп I—II груп;

в) побічної підгрупи VIII групи.

2. Для вповільнення корозії використовують:

а) покриття активного металу менш активним;

б) покриття неметалу металом;

в) покриття металу іншим металом з такою ж активністю.

3. До легких металів належать:

а) Li, Na, Al;

б) Fe, Cu, Ag;

в) Zn, Pb, Au.

4. Укажіть неможливу реакцію:

а) $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} \rightarrow$

б) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ni} \rightarrow$

в) $\text{PbCl}_2 + \text{Zn} \rightarrow$

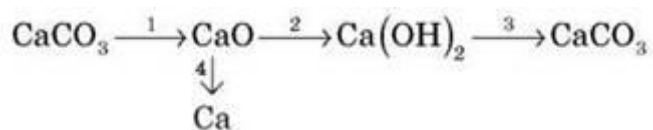
5. Укажіть відновник у реакції: $2\text{Fe} + 3\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{FeBr}_3$

а) Fe^{3+} ;

б) Br_2 ;

в) Fe.

6. Запишіть рівняння реакцій, з допомогою яких можна здійснити перетворення:



7. Допишіть рівняння можливих реакцій:

1) $\text{ZnCl}_2 + \text{Cu} \rightarrow$

3) $\text{Al} + \text{S} \rightarrow$

2) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

4) $\text{Fe} + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$

8. На одновалентний метал масою 5,85 г подіяли надлишком води. Виділився газ об'ємом 1,68 л (н. у.). Визначте метал.

9. Обчисліть теоретичні витрати коксу, необхідні для відновлення заліза з 400 т руди, масова частка ферум(III) оксиду в якій становить 92 %. Кокс при цьому окислюється до CO_2 .

Домашнє завдання

Повторити матеріал про властивості металічних елементів та їхніх сполук.