

## Тема заняття: Кислоти: загальна характеристика та класифікація. Сульфатна кислота та сульфати.

### 1. Кислоти, їх класифікація та номенклатура

Кислоти — речовини, розчини яких дисоціюють з утворенням йонів Гідрогену  $H^+$  і мають  $pH < 7,0$ .

#### Класифікація кислот

1. За наявністю у складі кислотного залишку Оксигену кислоти поділяють на оксигеновмісні (кисневі) і безоксигенові (безкисневі). Приклади оксигеновмісних кислот: сульфатна (сірчана) кислота  $H_2SO_4$ , нітратна (азотна) кислота  $HNO_3$  і фосфатна (фосфорна) кислота  $H_3PO_4$ .

Приклади безоксигенових кислот: хлоридна (хлороводнева, або соляна) кислота  $HCl$ , бромідна кислота  $HBr$ , сульфідна (сірководнева)  $H_2S$ .

2. За кількістю атомів Гідрогену кислоти поділяються на одноосновні, двоосновні, триосновні тощо.

Наприклад, хлоридна кислота  $HCl$  — одноосновна, сульфатна кислота  $H_2SO_4$  — двоосновна, фосфатна кислота  $H_3PO_4$  — триосновна.

#### Номенклатура кислот

Назви кислот походять від назви кислотоутворюючого елемента.

Якщо кислотоутворюючий елемент оксигеновмісних кислот проявляє найвищу можливу валентність, назва кислоти має закінчення *-атна*, наприклад:

- $HNO_3$  — нітратна кислота (азотна)
- $H_2SO_4$  — сульфатна кислота (сірчана)
- $H_3PO_4$  — ортофосфатна кислота (фосфорна)
- $HPO_3$  — метафосфатна кислота
- $H_2CO_3$  — карбонатна кислота (вугільна)
- $H_3BO_3$  — боратна кислота (борна)

Якщо кислотоутворюючий елемент оксигеновмісних кислот проявляє нижчу позитивну валентність, назва кислоти має закінчення *-итна*, наприклад:

- $HNO_2$  — нітритна кислота (азотиста)
- $H_2SO_3$  — сульфитна кислота (сірчиста)

Назви безкисневих кислот мають закінчення *-идна* або *-ідна*:

- $HCl$  — хлоридна кислота (хлороводнева, або соляна)
- $HI$  — йодидна кислота (йодоводнева)
- $HBr$  — бромідна кислота (бромоводнева)
- $H_2S$  — сульфідна кислота (сірководнева)

## 2. Фізичні властивості кислот

Більшість кислот — рідини, наприклад нітратна  $\text{HNO}_3$  і сульфатна  $\text{H}_2\text{SO}_4$  кислоти.

Деякі кислоти — тверді речовини, наприклад фосфатна  $\text{H}_3\text{PO}_4$  і боратна  $\text{H}_3\text{BO}_3$  кислоти.

Більшість кислот добре розчинні у воді. Виняток — силікатна кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , яка практично нерозчинна.

Водні розчини кислот відзначаються кислим смаком, руйнують рослинні і тваринні тканини.

**Відео.** Розведення сірчаної кислоти  
[https://www.youtube.com/watch?time\\_continue=1&v=kIcxs3pjU5U&feature=emb\\_logo](https://www.youtube.com/watch?time_continue=1&v=kIcxs3pjU5U&feature=emb_logo)

Наслідки потрапляння сірчаної кислоти на шкіру  
[https://www.youtube.com/watch?v=CfEyan4-yu4&feature=emb\\_logo](https://www.youtube.com/watch?v=CfEyan4-yu4&feature=emb_logo)

## 3. Хімічні властивості кислот

1. Кислоти змінюють забарвлення індикаторів:

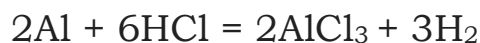
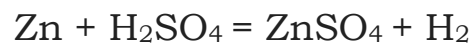
Відео.: Дія кислот на індикатори

[https://www.youtube.com/watch?v=skmNyOX3-FA&feature=emb\\_logo](https://www.youtube.com/watch?v=skmNyOX3-FA&feature=emb_logo)

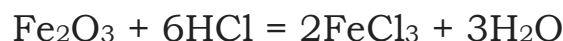
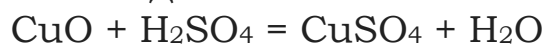
2. Кислоти реагують з металами, які в ряду напруг металів розміщені до H (усі крім Cu, Hg, Ag, Pt, Au)

Відео. Взаємодія сульфатної кислоти з металами

[https://www.youtube.com/watch?v=LsOdGeJPs78&feature=emb\\_log\\_o](https://www.youtube.com/watch?v=LsOdGeJPs78&feature=emb_log_o)



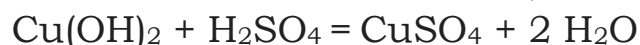
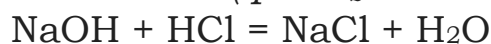
3. Кислоти реагують з оксидами металів



Відео. Реакція обміну між купрум(II) оксидом і сульфатною кислотою

[https://www.youtube.com/watch?v=QVNspEUNVAw&feature=emb\\_log\\_o](https://www.youtube.com/watch?v=QVNspEUNVAw&feature=emb_log_o)

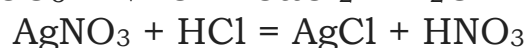
4. Кислоти реагують з основами (*реакція нейтралізації*)



Відео. Реакції нейтралізації

[https://www.youtube.com/watch?v=ma2xxBLA\\_W0&feature=emb\\_log\\_o](https://www.youtube.com/watch?v=ma2xxBLA_W0&feature=emb_log_o)

5. Кислоти реагують з деякими солями, якщо в результаті реакції утворюється газ або осад



Відео. Взаємодія кислот з солями  
[https://www.youtube.com/watch?v=y5ioRjYhIMc&feature=emb\\_logo](https://www.youtube.com/watch?v=y5ioRjYhIMc&feature=emb_logo)

#### 4. Кислоти — сильні окисники

Концентрована сульфатна кислота а також нітратна кислота будь-якої концентрації є сильними окисниками. Вони взаємодіють з металами, які в ряду напруг розміщені після Н, обвуглюють органічні речовини.

Реакція з металами:



Окиснення (обвуглювання) органічних речовин

Відео. Сульфатна кислота і цукор

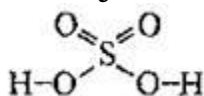
[https://www.youtube.com/watch?v=9g6YhMGkVOE&feature=emb\\_logo](https://www.youtube.com/watch?v=9g6YhMGkVOE&feature=emb_logo)

### Добування кислот

Спосіб добування	Рівняння реакції
Безокисногенні кислоти	
Розчинення у воді летких сполук з Гідрогеном (HF, HCl, HBr, HI, H <sub>2</sub> S)	
Витіснення із солей більш сильною кислотою	$2\text{HCl} + \text{FeS} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow;$ $\text{H}_2\text{SO}_4_{\text{(конц)}} + \text{NaCl}_{\text{(ТВ)}} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl} \uparrow$
Витіснення із солей з утворенням осаду	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$
Окисногенні кислоти	
Взаємодія ангідридів кислот з водою	$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3;$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad} 2\text{H}_3\text{PO}_4$
Витіснення із солей більш сильною кислотою	$\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaCl};$ $2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl};$ $\text{NaNO}_3_{\text{(ТВ)}} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{(конц)}} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3 \uparrow$

## Сульфатна кислота

Сульфатна кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — це речовина молекулярної будови. Атом Сульфуру утворює шість ковалентних зв'язків і набуває ступеня окиснення +6:



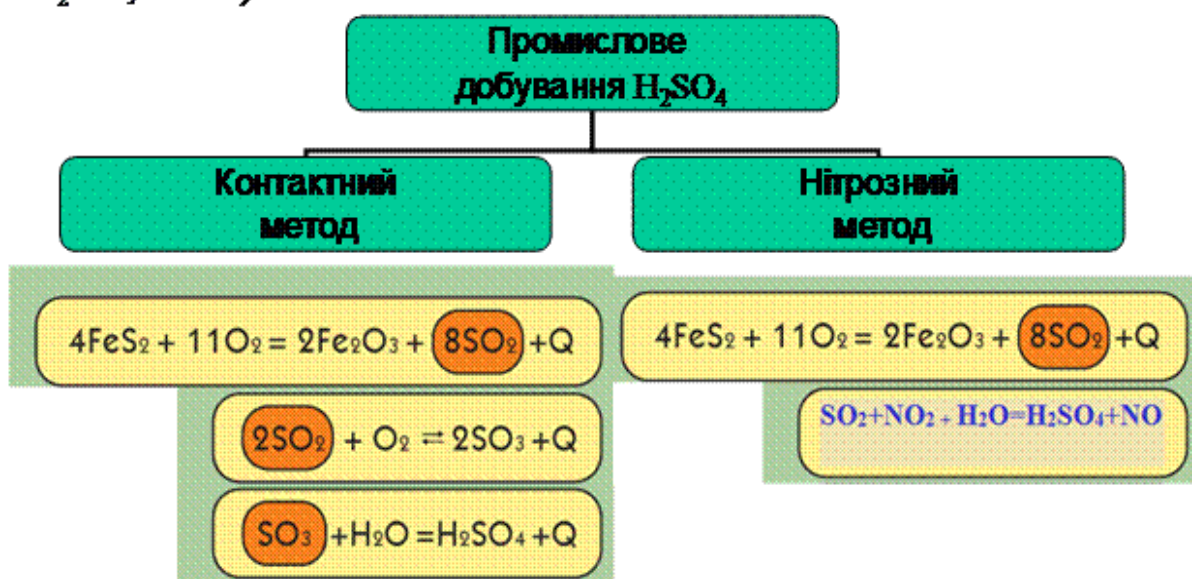
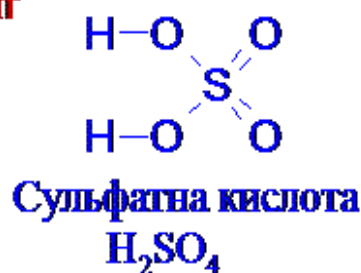
Безводна сульфатна кислота — це важка, оліїста рідина без кольору і запаху, нелетка. Дуже гігроскопічна, змішується з водою у будь-яких співвідношеннях. Розчинення кислоти у воді супроводжується виділенням великої кількості теплоти, тому для її розведення кислоту обережно вливають у воду, обов'язково перемішуючи розчин!

Розчин кислоти з масовою часткою  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , меншою за 70 %, називають розбавленою, а якщо масова частка більша за 70 %, то концентрованою. Найчастіше в лабораторіях використовують концентрований розчин з масовою часткою  $\text{H}_2\text{SO}_4$  96 % (густина — 1,84 г/мл).

Найважливішим промисловим способом добування сульфатної кислоти є контактний спосіб. Процес одержання відбувається у три стадії

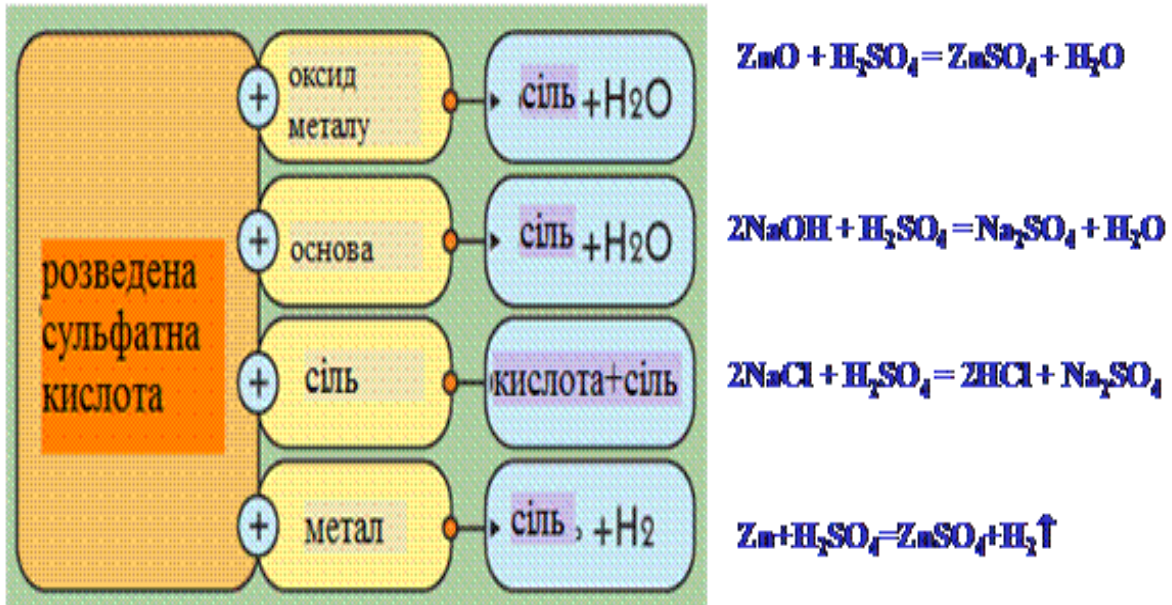
### Сульфатна кислота, тетраоксосульфат (IV) гідрогену — $\text{H}_2\text{SO}_4$

- масляниста рідина;
- замерзає при  $10,4^\circ\text{C}$ ;
- в твердому і рідкому стані молекули  $\text{H}_2\text{SO}_4$  зв'язані водневими зв'язками;
- сильна двоосновна кислота ( $K_1 = 1 \cdot 10^{-3}$ ,  $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-2}$ ).

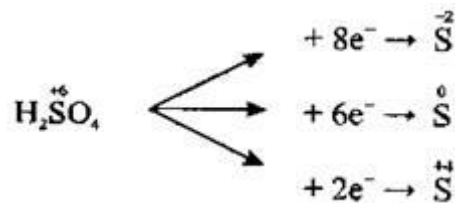


Сульфатна кислота — це сильна, двохосновна кислота. Відзначається високою реакційною здатністю. Розбавлена сульфатна кислота — сильний електроліт, виявляє типові властивості кислот.

### хімічні властивості сульфатної кислоти

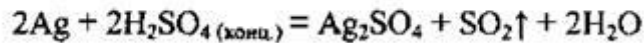
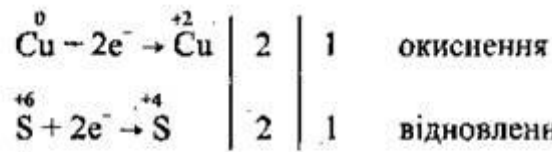
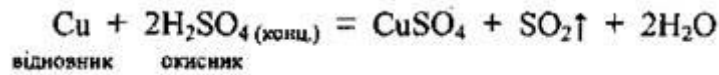


Концентрована сульфатна кислота при нагріванні виявляє сильні окисні властивості. Це зумовлено тим, що Сульфур у кислоті має найвищий ступінь окиснення — +6. Концентрована сульфатна кислота окислює ті метали, які розміщуються у витискувальному ряду зліва від водню, і ті, що розміщуються справа від нього при цьому Сульфур може відновлюватися до сірководню, сірки або сульфур(IV) оксиду:

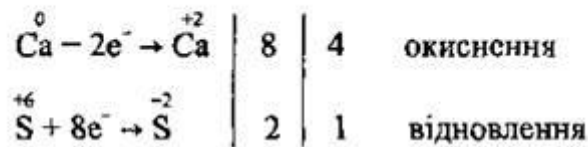
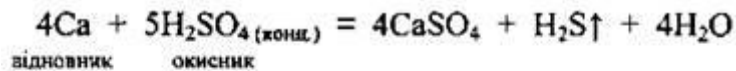


Ступінь окиснення, якого набуває Сульфур у продуктах відновлення, залежить від концентрації сульфатної кислоти і від природи іншого реагенту (відновника): що сильніший відновник, з якими реагує кислота, то глибше відбувається процес відновлення:

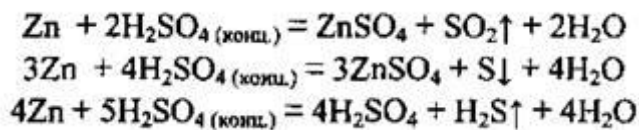
а) малоактивні метали (Cu, Hg, Ag) відновлюють концентровану сульфатну кислоту до сульфур(IV) оксиду:



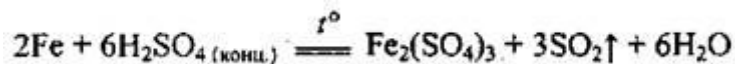
б) найактивніші метали (лужні та лужноземельні) відновлюють концентровану сульфатну кислоту до сірководню:



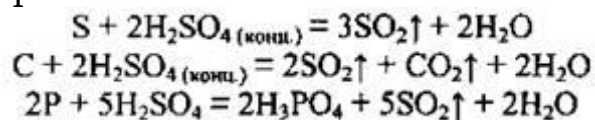
в) метали середньої активності (Zn, Al, Mg), залежно від концентрації кислоти, одночасно можуть відновлювати концентровану сульфатну кислоту до різних продуктів відновлення — сірки, сірчистого газу та сірководню:



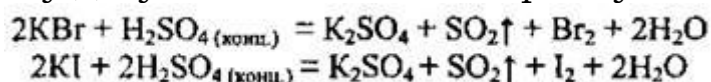
г) концентрована сульфатна кислота за стандартних умов не реагує із залізом, алюмінієм, хромом. Це пов'язано з тим, що на поверхні металу утворюється тоненька плівка оксиду, яка є інертною щодо кислоти за цих умов. Такий процес називають пасивацією<sup>1</sup>. При нагріванні ці метали розчиняються в кислоті, утворюючи солі з вищим ступенем окиснення металу:



При нагріванні із сульфатною концентрованою кислотою практично реагують усі метали, крім золота і платини. Концентрована сульфатна кислота окислює також неметали:



Концентрована сульфатна кислота окиснює бромід та іодид-іони до вільних галогенів, однак не може окислювати хлорид-іони до Cl<sub>2</sub>, що дає змогу добувати HCl із солей при її участі:





Чиста сульфатна кислота здатна розчиняти до 70%  $\text{SO}_3$ . Такі розчини димлять на повітрі і називаються димною сульфатною кислотою або олеумом.

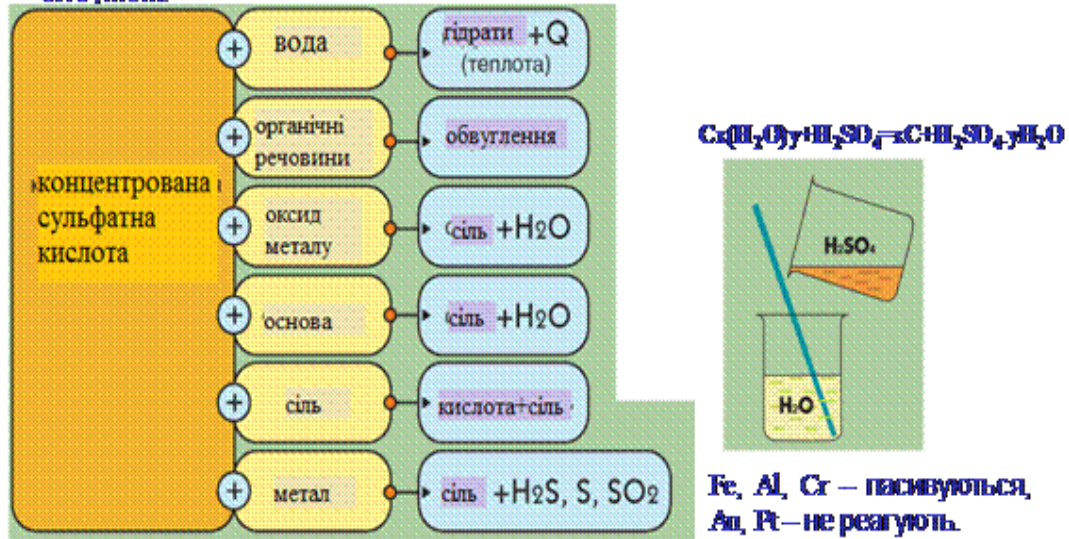


Схема взаємодії сульфатної кислоти з металами

Ме розташований до H	Кислота	Ме розташований після H
Сіль + $\text{H}_2$	$\text{H}_2\text{SO}_4$ (розе)	Не реагує
Сіль + $\text{H}_2\text{S}$ ( $\text{SO}_2$ ) + $\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц)	Сіль + $\text{SO}_2$ + $\text{H}_2\text{O}$

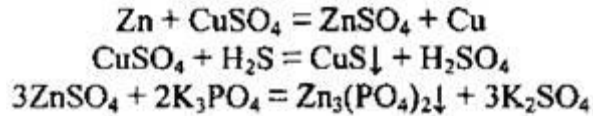
### Солі сульфатної кислоти

Як двохосновна кислота сульфатна кислота утворює два ряди солей: середні, які називають сульфатами, і кислі — гідрогенсульфати. Серед сульфатів є солі, що містять кристалізаційну воду; деякі з них називають купоросами.

Сульфати (середні солі)	$\text{CaSO}_4$ , $\text{K}_2\text{SO}_4$ , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
Гідрогенсульфати (кислі солі)	$\text{KHSO}_4$ , $\text{Zn}(\text{HSO}_4)_2$ , $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$
Купороси — це кристалогідрати сульфатів металічних елементів: Fe, Cu, Zn, Ni, Co	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — мідний купорос, (купрум(II) сульфат пентагідрат) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — залізний купорос, (ферум(II) сульфат гептагідрат) $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — цинковий купорос (цинк сульфат гептагідрат)
Інші важливі кристалогідрати	$2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — алебастр $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гіпс, кальцій сульфат дигідрат $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — глауберова сіль, натрій сульфат декагідрат
Галуни (подвійні солі)	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — алюмокалієвий галун

### **Хімічні властивості сульфатів**

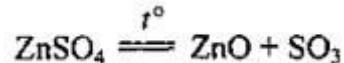
1. Сульфати виявляють загальні властивості солей: взаємодіють з металами, деякими кислотами та солями:



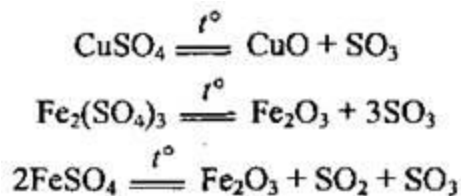
2. Під час нагрівання:

а) сульфати активних металів (лужних та деяких лужноземельних) не розкладаються навіть при 1000 °С;

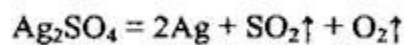
б) сульфати металічних елементів середньої активності розкладаються на оксид і сульфур(VI) оксид:



в) сульфати Cu, Fe, Al розкладаються навіть при незначному нагріванні:



г) сульфати деяких металічних елементів розкладаються з утворенням металу, сульфур(IV) оксиду і кисню:



### **Використання сульфатної кислоти та сульфатів**

Сульфатну кислоту використовують для добування вибухових речовин, як осушувач газів, у процесі переробки руд; виробництва ортофосфатної кислоти і фосфорних добрив, лікарських препаратів та низки органічних речовин (волокон, пластмас, барвників); для очищення нафтопродуктів, поверхонь металевих виробів перед нанесенням захисного покриття; як електроліт в акумуляторах.

Магній сульфат гептагідрат  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  та натрій сульфат декагідрат  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  використовують у медицині як проносний засіб.

Галуни (подвійні солі із загальною формулою  $\text{Me}^+\text{Me}^{3+}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ) застосовують у медицині, а також під час процесу фарбування тканин та дублення шкіри.

Гіпс та кальцій сульфат використовують у медицині та будівництві.

Калій сульфат та амоній сульфат застосовують як добрива.

Барій сульфат використовують у виробництві паперу, гуми, білої мінеральної фарби, а також у медицині для проведення рентгеноскопії травної трубки.



Мідний та залізний купорос застосовують у сільському господарстві для боротьби зі шкідниками і хворобами рослин; у виробництві фарб, для просочення деревини (для боротьби зі шкідниками) та як антисептичний засіб.

Натрій сульфат інколи використовують замість інших солей Натрію під час виробництва скла і соди.