|  |
| --- |
| **Міністерство освіти та науки України**  **Київський національний економічний університет**  **Кафедра маркетингу**    **РЕФЕРАТ**  з дисципліни “Товарознавство”  на тему  ***“НЕОРГАНІЧНІ КИСЛОТИ, ЛУГИ І СОЛІ”***    **студентки 4 курсу**  **факультету маркетинг**  **спеціальності 6108**  **групи 2**  **Тарабакіна Ігоря.**        **КИЇВ 2000** |

ЗМІСТ.

Стор.

1. Кислоти, їх класифікація……………………………………………………...3
2. Асортимент, призначення, зберігання і перевезення кислот……………….4
3. Луги, їх класифікація, асортимент, призначення……………………………6
4. Солі, їх класифікація, асортимент, призначення…………………………….7

Література……………………………………………………………………...9

1. КИСЛОТИ, ЇХ КЛАСИФІКАЦІЯ.

*Кислоти –* це сполуки, які при електролітичній дисоціації утворюють іони водню. У водневих розчинах кислоти дисоціюють на іони водню і кислот ний залишок. Кількість атомів водню, яка здатна заміщуватись металами з утво ренням солей, визначає основність кислот. Розрізняють кислоти одноосновні (HCl, HNO3), двохосновні (H2SO4) і трьохосновні (H3PO4).

За походженням кислоти бувають органічні (оцтова, лимонна) і неорга-нічні (сірчана, соляна, азотна), за агрегатним станом – тверді (борна, лимон-

на, стеаринова та ін.) і рідкі (соляна, азотна, фосфорна, сірчана та ін.).

Серед неорганічних кислот найбільше значення мають сірчана, азотна

і соляна кислоти.

**Сірчана кислота** (H2SO4) – важка, масляниста, безколірна, досить гіг-

роскопічна рідина питомою вагою 1840,7 кг\м3, температура плавлення 10,45С, температура кипіння 296,2 С. Реагуючи з водою, сірчана кислота виділяє велику кількість тепла, що супроводжується “кипінням ” і розбризку-

ванням рідини. Тому для приготування розбавлених розчинів необхідно більш важку концентровану кислоту тонкою цівкою добавляти до води. Кон- центрована сірчана кислота вступає в реакцію майже з усіма металами, утво-рюючи кислі солі (гідросульфати) і середні солі (сульфати). Вони спричиня-ють сильні опіки.

Сировиною для виробництва сірчаної кислоти є пірит (сірчаний колчедан) Fe2S, гази, які утворюються в якості відходів при відновленні кольорових металів із їх руд, сірководень H2S, який міститься в газах при коксуванні вугілля, а також вільна сірка.

Існує два промислових способа одержання сірчаної кислоти: контактний і нітрозний.

**Соляна** (HCl), або хлористоводнева, **кислота** – розчин хлористого водню у воді. Взаємодіє з багатьма металами і окисами. Соляна кислота – безколірна “димляча” на повітрі рідина (технічна соляна кислота жовтувата із-за домішок Fe, Cl2 та ін.). Максимальна концентрація соляної кислоти (при температурі 20 С) 36% за масою, питома вага такого розчину 1180 кг/м3.

Процес виробництва соляної кислоти складається з двох етапів: одержання газоподібного хлористого водню HCl і розчинення його у воді.

**Азотна кислота** (HNO3) – сильна кислота, яка характеризується ярко вираженими окиснюючими властивостями. За зовнішнім виглядом це безколірна рідина з різким удушливим запахом; питома вага 1520 кг/м3; температура плавлення 41,15 С; температура кипіння 84 С. При кипінні і на світлі розкладається, виділяючи NO2 і забарвлюється в бурий колір. З водою азотна кислота змішується в будь-яких співвідношеннях. Тваринні і рослинні тканини при дії на них азотної кислоти дуже швидко руйнуються. Азотна кислота, реагуючи з металами, утворює солі (нітрати).

Існують слідуючі способи одержання азотної кислоти: аміачний (промисловий), лабораторний і дуговий.

2. АСОРТИМЕНТ, ВИКОРИСТАННЯ, ЗБЕРІГАННЯ І ПЕРЕВЕЗЕННЯ КИСЛОТ.

**Сірчана кислота** випускається слідуюючих марок: купоросне масло (92-96 % H2SO4), камерна (65 % H2SO4), башенна (75% H2SO4), олеум (розчин сірчаного ангидрида SO3 в сірчаній кислоті 18-20%), аккумуляторна (32-39 % H2SO4), реактивна (“ч” – чиста, “чда” – чиста для аналізу, “хч” – хімічно чиста, “оч” – особливої чистоти) і регенерована.

Сірчану кислоту башенну, купоросне масло і олеум зберігають і транспортують в сталевих, нефутерованих баках і цистернах. Для зберігання і перевезення кислоти більш низької концентрації сталеві ємкості футеруються кислостійкими матеріалами ( керамікою, свинцем, поліізобути-

леном, вініпластом). Ємкості для перевезення олеума викладаються термоізоляцією для попередження замерзання. Температура зберігання олеума – не нижче 5 С.

Сірчана кислота використовується у виробництві добрив (40 %), кислот із їх солей, вибухових речовин, для очищення нафтопродуктів, виготовлення ліків і миючих засобів, фарбників, штучних волокон, пластмас, для виготовлення електролітів.

**Соляна кислота** виготовляється технічна синтетична і реактивна. Перша виробляється двух сортів з вмістом HCl відповідно 31,0 і 27,5 %, а друга марок А – для підприємств кольорової металургії, Б – для медичної і харчової промисловості, сільського господарства та інших спеціальних цілей і В – для всіх інших споживачів. Вміст HCl відповідно 35-38 %, не менше 31,5 % і не менше 31,0 %.

Соляна кислота транспортується в сталевих, гумованих, герметично зачиняємих цистернах, скляних бутлях або поліетиленових каністрах місткістю до 40 л.

Пари кислоти подразнюють верхні дихальні шляхи і слизову оболонку очей, в результаті чого може бути викликаний катар дихальних шляхів, замутнення роговиці очей. Під дією на шкіру кислота викликає опіки і подразнення. Тому її зберігають в добре провітрюваних приміщеннях, герметичних, захищених від корозії ємкостях.

Соляна кислота використовується в гідрометалургії і гальвінопластиці, для очищення поверхні металів при паянні і луженні, одержання хлоридів цинку, марганцю, заліза та інших металів. Оскільки соляна кислота є складовою частиною шлункового соку, розведену HCl використовують в медецині при лікуванні хворих з пониженою кислотністю.

**Азотна кислота** випускається двох марок: розбавлена (50-60 % HNO3) і концентрована (більш високої концентрації “хч”, “чда”,”ч” і “оч”). Вона є одним із крупнотонажних продуктів хімічної промисловості. ЇЇ широко використовують для одержання добрив, бездимного пороху, вибухових речовин, фарбників, пластмас, сірчаної кислоти, для травлення металів, в ракетній техніці (як окислювач) та ін.

3. ЛУГИ, ЇХ КЛАСИФІКАЦІЯ, АСОРТИМЕНТ, ВИКОРИСТАННЯ.

*Лугами* називають розчинювані у воді гідрати окислів металів (гідрооксиди). В залежності від кількості гідроксильних груп ОН луги діляться на однокислотні NaOH і багатокислотні Са(ОН)2.

Найбільше значення серед лугів мають їдке калі КОН і їдкий натр NaOH.

Їдке калі – сильний луг, їдкий, напомацки мильний. Одержують її електролізом водного розчину KCl, а випускають у вигляді твердої речовини (марок А і Б) або рідини (марок В і Г) з вмістом їдких лугів в перерахунку на КОН відповідно 95, 93, 52 і 50 %. Використовується для виготовлення електролітів лужних аккумуляторів, виробництва рідкого мила та ін.

Тверде рідке калі – біла кристалічна речовина, яка володіє великою гігроскопічністю, легко розчинна у воді і спирті. Діє руйнівним чином на тваринні і рослинні тканини, роз”їдає скло і фарфор особливо при нагріванні, негорюче, вибухонебезпечне.

Їдкий натр (каустична сода) – сильний луг, який одержується мімічним способом або електролізом водного розчину кухонної солі (електрохімічний метод). Виготовляється рідкий і твердий, технічний і реактивний, першого та другого сортів.

Твердий NaOH – біла непрозора, досить гігроскопічна маса або луски.

Агрегатний стан і метод одержання їдкого натра відбивається в його маркуванні. Наприклад, ТХ – твердий хімічний, ТР – твердий ртутний, РР – розчин ртутний, РД – розчин діафрагмний.

Використовується у виробництві штучних волокон, корда, як обмивочний обезжирюючий засіб та ін.

Рідкі луги перевозять і зберігають в залізничних цистернах, контейнерах, сталевих або поліетиленових бочках, тверді – в барабанах із чорної кровельної сталі або в поліетиленових мішках, які вкладені в 3-4-шарні паперові мішки або в металеві барабани.

4. СОЛІ, ЇХ КЛАСИФІКАЦІЯ, АСОРТИМЕНТ, ПРИЗНАЧЕННЯ.

*Солями* називають хімічні сполуки, які є продуктами заміщення водню металами в кислотах. Вони складаються із іона металу і кислотного залишку і поділяються на нормальні, кислі і основні. Продукти повного заміщення атомів водню в кислоті атомами металу називаються нормальними солями – CuSO4, Al(NO3)3, FeSO4, CuCl та ін. Кислотні солі є продуктами часткового заміщення атомів водню кислоти на метал NaHSO4, KH2PO4, Ca(HCO3)2, а основні – продуктами часткового заміщення гідроксильних груп в молекулах основ на кислотні залишки -- Al(OH)3, Cu(OH)2 та ін.

Розрізняють також солі двойні, змішанні і комплексні.

Солі сірчаної кислоти – це сульфати, гідросульфати, купороси, квасці. Із них велике значення мають слідуючі солі:

*сульфат кальцію* СаSO4 в природі зустрічається у вигляді ангидрида СаSO4 і гіпса СаSO4 2Н2О; використовується при виготовленні алібастру;

*мідний купорос* СuSO4 5Н2О служить для виготовлення деяких мінеральних фарб, оприскування рослин і протравлення зерна;

*залізний купорос* FeSO4 7Н2О використовується для пропітки деревини від гниття, виготовлення чорнил, боротьби з шкідниками сільського господарства;

*квасці*—KCr(SO4) 12Н2О i KAl(SO4)2 12Н2О хромокалієві і алюмокалієві використовуються при дублюванні шкіри, виробництва фарб, в хімічній, текстильній, медичній, целюлозно – паперовій промисловості і водоочистці.

Солі азотної кислоти (нітрати) – тверді кристалічні речовини білого кольору, добре розчинні у воді. Солі, які утворені лужними або лужно-земельними металами, називаються *селітрами* (NaNO3 – чилійська, KNO3 – індійська, Ca(NO3)2 – норвезька). Вони широко використовуються в сільському господарстві в якості азотних добрив, в піротехніці і виробництві пороху (КNO3), для виготовлення вибухових сумішей, амоналів.

Крім того, в промисловості широке розповсюдження одержали слідуючі види солей.

*Сода кальційована* Na2CO3 – білий дрібний кристалічний порошок, який легко розчиняється у воді з виділенням тепла. Вміст чистого продукту – менше 98 %. Питома вага 2530 кг/м3, температура плавлення 852 С. У вологому приміщенні поглинає вологу і звалюється. Розрізняють соду кальційовану, аміачну і природну. Її випускають технічною і реактивною. Використовують в хімічній, скляній, миловаренній, паперовій та в інших галузях.

*Сода питна* (харчова) NaНCO3  -- білий порошок питомою вагою 2200 кг/м3. При нагріванні переходить в кальційовану соду. У воді розчинюється слабше, ніж кальційована .

*Нашатирь* NaН4Cl (хлорид амонія) – кристалічний порошок білого кольору. Легко розчинюється у воді. Використовується при пайці металів і нанесення на них покрить – цинкуванні, луженні та ін.4

*Хлорне вапно* СаОCl2 – білий порошок, який отримується хлоруванням гашеного вапна газоподібним хлором. Сильно поглинає вологу, легко втрачає хлор при зберіганні. Подразнює дихальні шляхи і шкіру. Використовується в якості дегазаційного і дезинфікуючого засобів.

*Барій сірчанокислий аккумуляторний* BaSO4 – сухий тонкодисперсний порошок білого кольору. Використовується для регенерації відпрацьованого електроліта аккумуляторів.

*Біхромат калія* (хромпік) K2Cr2O7 – кристали краснуватого кольору. Отруйний. Сильний окислюва. Використовується в сирниковій промисловості і піротехніці.

*Бура технічна* – порошок, кристали якого білого кольору. Одержують із борної кислоти і соди. Використовується в якості флюса, для очищування поверхні при зварюванні, різці і пайці, в скляній і керамічній промисловості, сільському господарстві (мікродобриво), як медичний препарат.

*Нітрит натрію* NaNO2 – кристали білого кольору з жовтуватим відтінком. Використовується у виробництві фарбників і в медицині.

*Тринатрій фосфат* Na3PO4 12H2O – кристали білого або світло-жовтого кольору. У воді добре розчиняється. Використовуєть для пом”якшення води і як антикорозійна присадка води, яка охолоджує дизель.

ЛІТЕРАТУРА:

1. Войчак А.В. Товароведение сырья и материалов: Учеб. пособие. –

К.: Выща шк. Головное изд-во, 1989. – 279 с.

1. Программа, методические указания, планы практических занятий и тематика контрольных работ по курсу “Товароведение сырья, материалов, машин и оборудования” для студентов специальности 1703 заочной формы обучения /Сост. В.И. Мотяжев, А.В. Войчак. – Киев: КИНХ, 1986. – 100 с.
2. Технология важнейших отраслей промышленности: Учеб. для экономич. спец. вузов /А.М. Гинберг, Б.А. Хохлов, И.П. Дрякина и др.; Под ред. А.М. Гинберга, Б.А. Хохлова. – М.: Высш. шк., 1985. – 496 с.