**Дополнительный материал для учащихся**

**по теме «Соленые дороги»**

 Применение соли в качестве антигололёдного компонента было начато в конце 50-х начале 60-х годов прошлого века. В качестве реагентов использовали смеси различного состава на основе галита (хлорида натрия), сильвинита (смеси хлоридов калия и натрия), безводного глауберита (смеси сульфата натрия и кальция), сульфата натрия (глауберова соль).

**Способы борьбы с зимней скользкостью**

Существуют несколько способов борьбы с зимней скользкостью: *фрикционный, механический, тепловой и химический.*

*Фрикционный способ*заключается в рассыпании по поверхности обледенелого слоя материалов (песок, шлаки, зола и т.д.), повышающих коэффициент сцепления шин транспортных средств с дорожным полотном.

*Механический способ*борьбы с зимней скользкостью предусматривает

использование самоходных и прицепных машин и механизмов для удаления ледяной пленки. Образующаяся в результате замерзания талой и дождевой воды ледяная пленка имеет толщину до 3 мм, что также значительно усложняет удаление таких тонких пленок механическими средствами.

Механический способ борьбы с зимней скользкостью чаще всего применяют в сочетании с химическим.

*Тепловой способ*борьбы с зимней скользкостью заключается в удалении

снежно-ледяных отложений путем подогрева дорожного покрытия нагревательными элементами, закладываемыми в покрытие, и удаление снежно-ледяного слоя с дорожного покрытия с помощью тепловых машин. Например, токопроводящий слой бетона можно использовать для борьбы с обледенением мостовых настилов. Источник энергии для нагревания токопроводящего верхнего слоя бетона — постоянный ток напряжением до 48 В (безопасное напряжение для человека).

*Химический способ*борьбы с зимней скользкостью в настоящее время является наиболее эффективным. Химические материалы, можно применять для полного расплавления, ослабления или предотвращения образования

на дорожном покрытии снежно-ледяного слоя.

**Причины понижения температуры замерзания воды в растворах солей**

Распределенные по поверхности снежно-ледяного слоя материалы образуют с тающим льдом раствор с пониженной температурой замерзания.

Процесс плавления льда под действием химических реагентов представляет собой сложный физико-химический процесс, в результате которого реагенты образуют водно-соляной раствор, температура замерзания которого значительно более низкая, чем температура замерзания воды.

Индивидуальные вещества характеризуются строго определенными температурами переходов из одного агрегатного состояния в другое. Так дистиллированная вода, в которой нет солей, кристаллизуется, при 00С (при нормальном атмосферном давлении 101,3 кПа); вода, где в 1л растворено

2 г соли, замерзает при -0,10С; морская вода (35 г соли/1л) начинает замерзать при -1,90С.

Присутствие растворенного вещества понижает температуру замерзания растворителя, и тем сильнее, чем концентрированнее раствор. В большинстве случаев из растворов при замерзании кристаллизуется только растворитель, вследствие чего концентрация раствора в ходе его замерзания возрастает. Это, в свою очередь, приводит к еще большему снижению температуры замерзания. *Таким образом, раствор кристаллизуется не при определенной температуре, а в некотором температурном интервале.*

*Температура замерзания* раствора зависит от концентрации и типа соли. Так, раствор хлорида натрия NaCl - 23% концентрации (по массе) замерзает при температуре -21 °С, а раствор хлорида кальция СаС12 - 30% концентрации при температуре -55 °С (фазовая диаграмма, график 1).

Наиболее низкая температура замерзания и соответствующая ей наибольшая концентрация раствора называются соответственно эвтектической температурой и эвтектической концентрацией, при которых происходит кристаллизация твердого вещества (соли) в растворе. Эта точка на фазовой диаграмме (графике) называется точкой эвтектики.

**ГРАФИК 1. Фазовая диаграмма**

Понижение температуры замерзания раствора при растворении хлорида натрия и хлорида кальция. (По вертикали откладывается температура раствора, а по горизонтали – концентрация (массовая доля) соли в растворе в процентах)

При достижении эвтектической температуры происходит резкий переход всей массы жидкости в твердую смесь, которая состоит изо льда и кристаллов соли, в итоге, соль в растворе кристаллизуется.

**Теория электролитической диссоциации (ТЭД) С.А. Аррениуса**

Для объяснения электропроводности растворов и расплавов электролитов Аррениус в 1887 г. создал *теорию электролитической диссоциации*, основные положения которой звучат следующим образом.

1. Молекулы электролитов в растворе или расплаве подвергаются диссоциации (распадаются на ионы). **Процесс распада молекул электролитов на ионы в растворе или расплаве называется электролитической диссоциацией**. *Ионы* – это частицы, имеющие заряд. Положительно заряженные ионы – *катионы*, отрицательно заряженные – *анионы*. Свойства ионов отличаются от свойств соответствующих нейтральных атомов, что объясняется разным электронным строением этих частиц.

2. В растворе или расплаве ионы движутся хаотически. Однако при пропускании через раствор или расплав электрического тока движение ионов становится упорядоченным: катионы движутся к катоду (отрицательно заряженному электроду), а анионы – к аноду (положительно заряженному электроду).

3. Диссоциация – обратимый процесс. Одновременно с диссоциацией идет *ассоциация* – процесс образования молекул из ионов.

4. Общая сумма зарядов катионов в растворе или расплаве равна общей сумме зарядов анионов и противоположна по знаку; раствор в целом электронейтрален.

Главной причиной диссоциации в растворах с полярным растворителем является сольватация ионов (в случае водных растворов – гидратация). Диссоциация ионных соединений в водном растворе протекает полностью (KCl, LiNO3, Ba(OH)2 и др.). Электролиты с полярной ковалентной связью могут диссоциировать частично или полностью в зависимости от величины полярности связи (H2SO4, HNO3, HI и др.). В водном растворе образуются гидратированные ионы, но для простоты записи в уравнениях изображаются ионы без молекул воды:



Одни электролиты диссоциируют полностью, другие – частично. Для характеристики диссоциации вводится понятие *степень электролитической диссоциации* . Величина показывает отношение числа диссоциировавших молекул *n* к числу растворенных молекул *N* электролита в растворе:

= *n*/*N*.

Степень диссоциации увеличивается при разбавлении раствора и при повышении температуры раствора. В зависимости от степени диссоциации электролиты делятся на: сильные, средней и слабые. Сильные электролиты практически полностью диссоциируют в растворе, их степень диссоциации больше 30% и стремится к 100%. К средним электролитам относятся электролиты, степень диссоциации которых колеблется в пределах от 3% до 30%. Степень диссоциации слабых электролитов меньше 3%. К сильным электролитам относятся соли, сильные кислоты, щелочи. К слабым – слабые кислоты, нерастворимые основания, гидроксид аммония, вода.

**Диссоциация солей**

*Солями* называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов, или комплексные катионы, и анионы кислотных остатков, или комплексные анионы.

*Средние соли*, растворимые в воде, диссоциируют практически полностью:

Al2(SO4)3 = 2Al3+ + 2SO42–

*Кислые соли* диссоциируют ступенчато, например:

NaHCO3 = Na+ + HCO3– (первая ступень)

Анионы  кислых солей в дальнейшем диссоциируют незначительно:

HCO3– = H+ + CO32– (вторая ступень)

Диссоциацию *основной соли* можно выразить уравнением:

CuOHCl = CuOH+ + Cl– (первая ступень)

CuOH+ = Cu2+ + OH– (вторая ступень)

Катионы основных солей по второй ступени диссоциируют в незначительной степени.

**Качественные реакции на анионы**

Для определения присутствия анионов используются различные химические реакции. Эти реакции широко используются при проведении качественного анализа, целью которого является определение наличия ионов в растворах. Качественные реакции на анионы основаны на химическом взаимодействии, то есть определить наличие того или иного иона можно, только проведя химическую реакцию.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Анион** | **Реактив** | **Наблюдаемая реакция** |
| S042- | Ва2+ | Выпадение белого осадка, нерастворимого в кислотах:Ва2+ + S042-=BaS04↓ |
| Cl- | Аg+ | Выпадение белого творожистого осадка:KCl + AgNO3 → AgCl↓ + KNO3Аg+ +CI-= AgCl  |
| СО32- | H+ | Выделяется бесцветный газ без вкуса и запаха, не поддерживающий горениеK2CO3 + 2HCl → 2KCl + CO2↑ + H2OСО32- + 2H+ → CO2↑ + H2O |

**Последствия применения противогололедных реагентов (ПГР)**

В последние годы появились серьезные проблемы, связанные с

использованием соли на дорогах и отрицательным их воздействием на окружающую среду: увеличилась коррозия автотранспорта, разрушение железобетонных конструкций мостов и т.д. Годовой ущерб только от коррозии автотранспорта составляет 30,0-71,5 млрд. рублей в год, а с учетом

всех факторов воздействия – 65,5-85,0 млрд. рублей в год.

Коррозионное воздействие хлоридов на цементобетон и металл сокращает средний срок службы железобетонных мостов с 20 до 5 лет. Коррозионное повреждение автомобилей оценивается в 60 млрд. рублей, при этом около половины этих потерь связано с коррозией, вследствие применения солей.

Изученные и применяемые в настоящее время ингибиторы коррозии оказались неэффективными или слишком дорогими. В результате проведенных исследований и опытных работ показана возможность применения солей муравьиной кислоты – формиатов натрия, кальция и магния в качестве противогололедных компонентов. Формиат натрия может применяться в виде концентрированного раствора. Он является малотоксичным, не содержит легко испаряющихся и воспламеняющихся компонентов.

Дорожные осадки в результате применения противогололедных реагентов имеют высокую минерализацию за счет хлоридов кальция и натрия, а также повышенную щелочность, что обусловливает их высокую химическую агрессивность по отношению к асфальту, автопокрышкам и кузовам автомобилей. Они увеличивают коррозионную активность грунтов, способствуя разрушению подземной инфраструктуры города (трубопроводов, кабельных линий, канализационных сетей и т.п.). Абразивность твердого дорожного осадка противогололедных реагентов вызывает ускорение износа асфальтового покрытия, автопокрышек и обуви.

Попадая в почвы, подпочвенные грунты и подземные воды, дорожные осадки после применения противогололедных реагентов вызывают существенное изменение их химико-минерального состава, структуры и всего комплекса свойств, обусловливая развитие или активизацию в подземном пространстве города целого ряда негативных инженерно-геологических процессов: внутрипластовых размывов, подтоплений, снижения несущей способности грунтов и т.п.

За счет влияния загрязненных противогололедных реагентов по обочинам дорог формируется устойчивое засоление почв, меняются их химический и элементный состав, структура и свойства, снижается плодородие, уничтожается микрофлора и микрофауна — происходит общая деградация почвенной экосистемы. Это, в свою очередь, ведет к гибели растений, произрастающих на таких загрязненных почвах, и соответственно к целому ряду других экологических последствий.

Дорожные осадки после применения противогололедных реагентов, попадая на одежду и обувь, вызывают их повышенный износ, меняют цвет, придают ломкость. Их попадание на кожу животных или человека вызывает «щелочной ожог». Контакт любых организмов с остатками противогололедных реагентов опасен для них.

Самыми чувствительными к воздействию окружающей среды оказались береза и липа, которые под воздействием противогололедных реагентов, используемых для борьбы со льдом и снегом, погибали. Вообще невосприимчивыми к соли оказались вязы, чёрный тополь, черёмуха, белая акация, сосна.

**Роль хлорид-ионов в жизни растений**

Ионы хлора жизненно необходимы растениям. Ионы хлора участвует в энергетическом обмене у растений, активируя окислительное фосфорилирование. Он необходим для образования кислорода в процессе фотосинтеза изолированными хлоропластами, стимулирует вспомогательные процессы фотосинтеза, прежде всего те из них, которые связаны с аккумулированием энергии. Xлорид-ионы влияют на поглощение корнями растений кислорода, соединений калия, кальция, магния. Чрезмерная концентрация ионов хлора в растениях может иметь и отрицательную сторону, например, снижать содержание хлорофилла, уменьшать активность фотосинтеза, задерживать рост и развитие растений.