

Способы выражения состава
растворов. Буферные растворы.

Концентрация – масса, объём или количество вещества в определённой массе или объёме раствора. В связи с этим концентрация может быть массовой, объёмной или мольной.

Ряд понятий, используемых в аналитической химии для характеристики состава раствора: эквивалент, титр, титр по определяемому веществу и др.

Эквивалент – условная частица вещества **X**, равноценная одному протону в кислотно-основной реакции и одному электрону в окислительно-восстановительной реакции

Чтобы показать, какая часть молекулы является эквивалентом, используют понятие **фактор эквивалентности**

Фактор эквивалентности – число, показывающее, какая доля реальной частицы вещества **X** эквивалентна одному иону водорода в данной кислотнo-основной реакции или одному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции

$$f_{\text{ЭКВ}}(X) \leq 1.$$

Эквивалент – $1/z_X$ часть частицы вещества. При

$$z_X = 1$$

эквивалент адекватен самой частице в целом. Число z_X или просто z_X называют **числом эквивалентности**. Оно указывает на число замещённых (присоединённых) ионов водорода или число отданных (принятых) электронов.

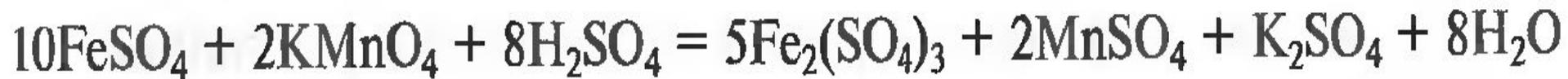
$$f_{\text{ЭКВ}}(X) = 1/z_X.$$

Пример 1:



Молекула **Na₂CO₃** эквивалентна эквивалентна двум протонам. Следовательно $\frac{1}{2}$ её часть, взаимодействующая с **1** протоном, является эквивалентом. Поэтому число эквивалентности **Na₂CO₃ = 2**. фактор эквивалентности = $\frac{1}{2}$, эквивалент – половине молекулы.

Пример 2:



Молекула **KMnO₄** присоединяет **5** электронов

$$z_{\text{KMnO}_4} = 5 \text{ и } f_{\text{ЭКВ}}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{5}.$$

$$\text{Э}(\text{KMnO}_4) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{KMnO}_4) \text{KMnO}_4 = \frac{1}{5} \text{KMnO}_4.$$

Молярная масса эквивалента вещества X - масса одного моля эквивалента этого вещества.

$$M_{\text{Э}(X)} = M(f_{\text{ЭКВ}}(X)X) = f_{\text{ЭКВ}}(X)M(X) = M(X)/z_X.$$

$$M_{\text{Э}(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = M\left(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{CO}_3\right) = \frac{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{2} = \frac{105,99}{2} = 52,99 \text{ г},$$

$$M_{\text{Э}(\text{KMnO}_4)} = M\left(\frac{1}{5}\text{KMnO}_4\right) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{5} = \frac{158,03}{5} = 31,61 \text{ г}.$$

Закон эквивалентов - число эквивалентов взаимодействующих и образующихся веществ равно.



$$n(\text{Э}_X) = n(\text{Э}_T) = n(\text{Э}_P) = n(\text{Э}_Q)$$



$$n\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4\right) = n(\text{NaOH}) = n\left(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4\right) = n(\text{H}_2\text{O})$$

Способы выражения концентрации растворов

Молярная концентрация – отношение количества растворённого вещества к объёму раствора (количество молей растворённого вещества в **1** л раствора). Это основной способ выражения концентрации растворов в соответствии с требованиями **IUPAC**. Обычно её обозначают **C(X)**. После численного значения пишут моль/л или большую букву «М».

$$C(X) = \frac{n(X)}{V} \cdot 1000 = \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X)V}$$

где **v** – объем раствора, мл.

$$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ моль/л или } C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ М}$$

Молярная концентрация эквивалента – отношение количества вещества эквивалента в растворе к объёму этого раствора (количество молей эквивалента вещества в **1** л раствора).

$C(f_{\text{ЭКВ}}(X)X)$ или $C(\text{Э}_X)$.

$$C(f_{\text{ЭКВ}}(X)X) = \frac{n(f_{\text{ЭКВ}}(X)X)}{V} \cdot 1000 = \frac{1000m(X)}{M(f_{\text{ЭКВ}}(X)X)V}$$

$0,5\text{M}\tilde{\text{H}}_2\text{SO}_4(f_{\text{ЭКВ}} = 1/2)$.

Часто вместо указанного обозначения пишут «н» или используют термин «нормальный раствор».

$$C(f_{\text{ЭКВ}}(X)X) = \frac{C(X)}{f_{\text{ЭКВ}}(X)} = zC(X)$$

Пример:

Имеется **0,1М** раствор **H₂SO₄**. чему равна его нормальная концентрация, если

$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$$

$$C\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = \frac{0,1}{1/2} = 0,2\text{М} \quad (\text{или } C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2\text{н.})$$

Титр – масса вещества, г, содержащаяся в **1** мл раствора, обозначается

$$T(X), \text{ Г/мл} \quad T(X) = m(X)/V.$$

$$T(X) = \frac{C(X)M(X)}{1000} = \frac{C(f_{\text{ЭКВ}}(X)X)M(f_{\text{ЭКВ}}(X)X)}{1000}$$

$$\rho(X) = T(X) \cdot 1000 = \frac{m(X) \cdot 1000}{V}, \text{ Г/л.}$$

Так как титр является частным случаем массовой концентрации

Титр раствора по определяемому веществу – масса определяемого компонента **X**, г, реагирующая (эквивалентная) с **1** мл раствора титранта **A**. Он показывает число граммов определяемого вещества **X**, реагирующее с веществом **A**, содержащимся в **1** мл раствора титранта.

$$T(A/X) = m(X)/V(A).$$

Пример. $T(\text{H}_2\text{SO}_4/\text{NaOH}) = 0,0025$ показывает, что 1 мл раствора H_2SO_4 реагирует с 0,0025 г NaOH .

$$\begin{aligned} T(A/X) &= \frac{C(A)M(f_{\text{ЭКВ}}(X)X)}{1000f_{\text{ЭКВ}}(A)} = \frac{z(A)C(A)M(f_{\text{ЭКВ}}(X))}{1000} = \\ &= \frac{C(f_{\text{ЭКВ}}(A)A)M(f_{\text{ЭКВ}}(X)X)}{1000}, \text{ г/мл.} \end{aligned}$$

Массовая доля – отношение массы соответствующего компонента в растворе к общей массе этого раствора.

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(\text{раствор})} \quad \text{или} \quad \omega(X) = \frac{m(X) 100\%}{m(\text{раствор})}$$

$$\omega(X) = \frac{C(X) M(X)}{1000 \rho} = \frac{C(f_{\text{ЭКВ}}(X) X) M(f_{\text{ЭКВ}}(X) X)}{1000 \rho}$$

$$\omega(X) = \frac{C(X) M(X)}{10 \rho} = \frac{C(f_{\text{ЭКВ}}(X) X) M(f_{\text{ЭКВ}}(X) X)}{10 \rho}$$

Буферные растворы

Буферные растворы представляют смеси слабых кислот с сопряжёнными основаниями или слабых оснований с сопряжёнными кислотами.

При добавлении к ним некоторого количества сильного основания или кислоты – изменение **pH** происходит в сравнительно узком интервале

Пример:

При добавлении к смеси **CH₃COOH** и **CH₃COONa** сильной кислоты – она будет взаимодействовать с **CH₃COONa**. В растворе вместо сильной кислоты появляется эквивалентное количество слабой уксусной кислоты. При добавлении сильного основания, взаимодействует с **CH₃COOH** и появляется слабое основание – ацетат-ион.

