

Chemi-Story(화학 용어)

* 다음 용어의 설명을 읽고 해당하는 용어를 쓰시오.

□ (reversible reaction ↔ irreversible reaction)

가역은 한자 그대로 거스르는 것이 가능하다는 것으로, 가역 반응은 화학 반응에서 정반응이 일어나면 반대의 반응인 역반응이 일어나 원래 상태로 되돌아 갈 수 있는 반응을 의미한다. 이에 반해 비가역 반응은 역반응이 매우 느리게 일어나거나 거의 일어나지 않아 원래 상태로 되돌아가기 힘든 반응을 의미한다. 기체가 발생하거나 양금이 생성되는 반응, 연소 반응, 산과 염기의 중화 반응은 역반응이 일어나기 힘든 비가역 반응이다.

□ (bond energy)

원자들이 결합을 형성하여 분자로 되면 안정해지므로 에너지를 방출하고, 반대로 분자를 이루는 원자 사이의 결합을 끊어 원자 상태로 만드는 데는 에너지가 필요하다. 예를 들면 수소 원자 2 명이 결합하여 수소 분자가 형성될 때는 436 kJ의 에너지를 방출하고, 반대로 1 몰의 수소 분자에서 수소 원자 사이의 결합을 끊어 2 몰의 수소 원자를 만드는 데는 436 kJ의 에너지가 필요하다. 이때 기체 상태의 이원자 분자 1 몰을 기체 상태의 원자로 만드는 데 필요한 에너지를 결합 에너지라고 한다. 따라서 수소 분자의 결합 에너지는 436 kJ/mol이다. 결합 에너지는 원자 사이의 결합의 세기를 나타내며, 결합 에너지가 클수록 결합이 강하고 안정하다.

□ (molecular crystal)

공유 결합을 하는 물질 중 원자들이 공유 결합에 의해 그물처럼 연결되어 결정을 이룬 것을 공유(원자) 결정이라 하며, 다이아몬드(C), 흑연(C) 등이 이에 속한다. 반면 분자들이 분자 사이의 인력에 의해 규칙적으로 배열되어 결정을 이룬 것을 분자 결정이라 하며, 얼음(H₂O), 드라이아이스(CO₂), 나프탈렌(C₁₀H₈), 아이오딘(I₂) 등이 이에 속한다.

□ (covalent bond)

비금속 원자들이 서로 전자를 내놓아 전자쌍을 이루고 이 전자쌍을 서로 공유하여 형성되는 결합을 공유 결합이라고 한다. 이때 2 개의 원자가 1 개의 전자쌍을 공유하는 결합을 단일 결합, 2 개의 전자쌍을 공유하는 결합을 2중 결합, 3 개의 전자쌍을 공유하는 결합을 3중 결합이라고 한다. 또, 수소 분자와 같이 같은 종류의 원소가 공유 결합을 하여 공유 전자쌍이 어느 한쪽으로 치우치지 않고 동등하게 공유되는 결합을 무극성 공유 결합이라 하고, 염화 수소(HCl) 분자와 같이 서로 다른 원자가 결합하여 공유 전자쌍이 전기 음성도가 큰 원자 쪽으로 치우치는 결합을 극성 공유 결합이라고 한다.

□ (spectator ion)

말 그대로 화학 반응이 일어날 때 반응 전후에 아무런 변화 없이 구경만 하는 이온을 말한다. 양금 생성 반응이나 중화 반응과 같이 용액 중의 이온 간의 반응에서 흔히 볼 수 있다. 예를 들어 염화 나트륨 수용액이 든 비커에 질산은 수용액을 섞으면 은 이온과 염화 이온은 서로 반응하여 염화은 양금을 생성하고 바닥에 가라앉으나, 나트륨 이온과 질산 이온은 아무런 변화 없이 이온 상태로 용액 중에 녹아 있다. 이처럼 반응에 참여하지 않는 이온을 구경꾼 이온이라고 한다.

□ (polar molecule)

전기 음성도가 다른 원자들이 공유 결합한 경우 공유 전자쌍이 전기 음성도가 큰 원자 쪽으로 치우치므로 분자 내 전하의 분포가 고르지 않다. 이처럼 분자 내 전하의 분포가 고르지 않아 부분 전하를 갖는 분자를 극성 분자라고 한다. 따라서 서로 다른 원소로 이루어진 이원자 분자는 극성 분자이다. 그러나 3 개 이상의 원자들이 결합하는 경우는 극성 공유 결합을 포함하더라도 분자의 구조가 비대칭이어서 쌍극자 모멘트의 합이 0이 되지 않는 분자가 극성 분자가 된다. 극성 분자는 극성 용매에 잘 용해되고, 분자량이 비슷한 무극성 물질보다 끓는점이 높다.

□ (metallic bond)

구리, 철, 금 등과 같은 금속은 한 종류의 원자로 이루어진 물질인데, 같은 원자들끼리 어떻게 결합하여 금속 고유의 단단한 성질을 가진 결정을 이루는 것일까? 금속 원자들은 전자를 내놓고 양이온이 되기 쉬우며, 이 특성으로 인해 금속은 금속 결합이라고 하는 독특한 방식으로 서로 결합하여 결정을 이룬다.

금속 원자는 전자를 내놓고 금속 양이온으로 되어 일정한 배열을 이루고, 각 원자에서 떨어져 나온 수많은 전자(자유 전자)들이 자유롭게 이동하면서 양이온들 사이의 반발력을 없애 결합이 유지되도록 한다. 즉, 금속 결합은 금속 양이온과 자유 전자 사이의 전기적 인력에 의한 결합이다.

□ (metallic element)

고체가 되었을 때 금속 광택이 나고 전기와 열을 잘 전달하며, 판처럼 얇게 펴 수 있는 전성과 실처럼 가늘게 뽑을 수 있는 연성을 가진 원소이다. 금속 원소는 주기율표의 왼쪽과 가운데 부분에 위치하는 원소이며, 비활성 기체, 할로젠 원소, 수소, 질소, 산소, 황, 탄소, 인 등을 제외한 원소의 대부분은 금속 원소이다. 수은을 제외하고는 상온에서 고체로 존재하며, 전자를 잃고 양이온이 되기 쉽다. 양이온이 되기 쉬운 성질을 금속성이라고 하는데, 주기율표의 왼쪽 아래로 갈수록 금속성이 크다.

□ (boiling point)

온도가 높아지면 액체가 빨리 증발하므로 액체의 증기압이 점점 커지게 된다. 액체의 증기압이 표면을 누르고 있는 외부 압력과 같아지면 액체 내부에서 기포가 형성되며 형성된 기포가 깨지지 않고 점점 커져서 액체 사이를 통과해 올라오게 되는데, 이러한 현상을 끓음이라 하고, 이때의 온도를 끓는점이라고 한다.

□ (concentration)

구멍이 '짜다, 싱겁다.'라고 표현을 하면 사람에 따라 짠맛을 느끼는 정도가 다르므로 객관적이지 않다. 따라서 일정 질량이나 부피의 용액 속에 용질이 얼마나 녹아 있는가를 수치로 나타내어 표현하는데 이것을 농도라고 한다. 용액의 농도는 퍼센트 농도, ppm 농도, 몰 농도, 몰랄 농도 등으로 나타낼 수 있다.

• □ 농도 : 일상생활에서 가장 많이 사용하는 농도이다. 용액 100 g 속에 녹아 있는 용질의 질량(g)을 백분율로 나타낸 것이다.

• □ 농도 : 용액 1 L 속에 들어 있는 용질의 양(mol)을 나타내며, 이때 단위는 mol/L 또는 M을 사용한다.

• 몰랄 농도 : 용매 1 kg에 녹아 있는 용질의 양(mol)을 나타내며, 이때 단위는 mol/kg 또는 *m*을 사용한다.

□ (isotope)

동위 원소를 의미하는 영어 'isotope'는 그리스어 'isos(같은)'와 'topos(장소)'의 합성어이다. 동위 원소는 원자 번호는 같지만 중성자 수가 달라 질량수가 다른 원소이다. 따라서 질량은 서로 달라도 주기율표의 같은 장소에 배치된다. 1901 년 영국의 화학자 소디(Soddy, F.)는 동위 원소의 개념을 확립하고 이러한 원소에 'isotope'라는 이름을 붙였다고 한다. 동위 원소는 원자 번호가 같으므로 화학적 성질은 같고, 질량수가 다르므로 물리적 성질은 다르다.

□ (dynamic equilibrium)

일정한 온도에서 액체가 들어 있는 용기를 밀폐된 공간에 놓아두면 액체 표면으로부터 증발이 일어나서 기체 분자 수가 점점 많아진다. 기체 분자 수가 많아지면 그들 중 일부는 액체 표면과 충돌하여 액체로 응축된다. 그리하여 일정한 시간이 지나면 액체 분자들이 증발하는 속도와 기체 분자들이 응축하는 속도가 같아져서 겉으로 보기에 아무런 변화가 없는 것처럼 보이는 상태에 도달하는데, 이러한 상태를 동적 평형 상태라고 한다. 동적 평형 상태는 이러한 상평형 뿐만 아니라 용해 평형, 화학 평형 상태에서도 관찰할 수 있다.

■ (Lewis electron dot formula)

루이스는 화학 결합을 간단하게 나타내기 위해 원자가 전자를 원소 기호 주위에 점으로 표시하여 나타냈는데, 이것을 루이스 전자점식이라고 한다. 루이스 전자점식을 쓸 때는 원소 기호 상하좌우에 먼저 1 개씩의 점을 찍은 다음 다섯 번째 전자부터는 쌍을 이루어 나타낸다. 이때 1 개씩 있는 전자를 홀전자라고 하고, 2 개가 쌍을 이룬 것을 전자쌍이라고 한다.

■ (mole)

쌍을 kg 단위로 포장하여 판매하지 않고 한 톨씩 세어서 판매하는 일을 상상할 수 있는가? 원자나 분자도 1 개의 질량이 매우 작고, 적은 양의 물질 안에도 상상하기 힘들 정도로 엄청나게 많은 수의 분자나 원자가 들어 있다. 따라서 이러한 원자나 분자를 다루기 위해서는 묶음 단위가 필요한데, 이것이 몰(mole)이며, 단위로 사용할 때는 몰(mol)로 나타낸다. 1 몰은 입자 6.02×10^{23} 개가 모인 것이며, 이 수를 아보가드로수(Avogadro's number)라고 한다.

■ (nonpolar molecule)

극성이 없는, 즉 분자 내에 전하가 고르게 분포되어 있어 부분 전하를 띠지 않는 분자이다. 같은 원소로 이루어진 이원자 분자는 무극성 공유 결합을 형성하므로 분자 내 부분 전하가 생기지 않는 무극성 분자이고, 극성 공유 결합을 하더라도 대칭 구조를 이루어 쌍극자 모멘트의 합이 0이 되면 무극성 분자이다.

■ (autoionization)

순수한 물에서 극히 일부분의 물 분자들끼리 서로 수소 이온을 주고받아 같은 개수의 하이드로늄 이온(H_3O^+)과 수산화 이온(OH^-)을 생성하는 반응이다. $\text{H}_2\text{O}(l) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$

물의 자동 이온화 반응에서는 매우 적은 수의 물 분자만이 참여하므로 생성되는 하이드로늄 이온과 수산화 이온의 수는 매우 적다. 25 °C, 1 기압에서 물의 자동 이온화 반응으로 생성되는 두 이온의 농도는 각각 10^{-7} M이다.

■ (ground state & excited state)

바닥은 밑부분을 말한다. 따라서 바닥상태란 원자가 가지는 에너지가 가장 낮은 상태를 의미한다. 이에 대응하는 말인 들뜬상태는 이보다 높은 에너지를 가진 상태이다. 불안정한 들뜬상태의 전자가 에너지를 방출하면 다시 안정한 바닥상태가 된다.

■ (heat of reaction)

(exothermic reaction)

(endothermic reaction)

화학 반응이 일어날 때는 항상 열을 방출하거나 흡수하는데, 이때 방출하거나 흡수하는 열을 반응열이라고 한다. 반응이 일어날 때 열을 방출하는 반응을 발열 반응이라 하고, 반대로 열을 흡수하는 반응을 흡열 반응이라고 한다. 발열 반응이 일어나면 반응계 온도가 올라가 주위가 따뜻하게 느껴지고, 흡열 반응이 일어나면 반응계 온도가 내려가 주위가 차갑게 느껴진다.

■ (molecular weight)

분자의 상대적 질량으로 분자를 구성하는 원자들의 원자량을 모두 합한 값이다. 수소 원자 2 개와 산소 원자 1 개로 이루어진 물의 분자량은 다음과 같이 구할 수 있다. 분자량은 상대적 질량이므로 단위가 없다.

$$\text{H}_2\text{O의 분자량} = \text{O의 원자량} + 2 \times \text{H의 원자량} = 16 + 2 \times 1 = 18$$

■ (nonmetallic element)

말 그대로 금속이 아닌 원소이다. 따라서 금속과는 거의 반대의 성질을 갖는다. 비금속 원소로는 비활성 기체, 할로젠 원소, 수소, 탄소, 질소, 산소, 황, 인, 셀레늄 등이 있다. 브로민만 액체, 나머지는 고체, 기체로 존재하며, 고체로 존재하는 비금속은 힘을 가하면 대부분 쉽게 부서지고, 열과 전기 전도성이 좋지 않다. 18족 원소를 제외하고는 전자를 얻어 음이온이 되기 쉽다. 음이온이 되기 쉬운 성질을 비금속성이라고 하는데, 주기율표의 오른쪽 위로 갈수록 비금속성이 크다.

■ (inert gas)

비활성이란 반응성이 없어 다른 물질과 반응하지 않는 성질을 말한다. 주기율표의 18족에 위치하는 He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn 등의 기체는 가장 바깥 전자 껍질에 전자가 모두 채워져 있어 안정하므로 일원자 분자로 존재하며, 반응성이 거의 없어 다른 원소와 화합물을 거의 생성하지 않으므로 비활성 기체라고 한다.

■ 의 정의

아레니우스는 물에 녹았을 때 수소 이온(H^+)을 내놓는 물질을 산으로, 수산화 이온(OH^-)을 내놓는 물질을 염기로 정의하였다. 그러나 아레니우스의 정의는 수용액에서만 적용되며, 물이 아닌 다른 용매에서는 산과 염기를 설명할 수가 없다. 이러한 문제점을 해결하기 위하여 브뢴스테드와 로리는 산은 수소 이온(양성자)을 내놓는 물질이고, 염기는 수소 이온(양성자)을 받는 물질이라고 정의하였다. 하지만 브뢴스테드·로리 정의로는 수소 이온의 이동이 없는 물질에서의 산과 염기를 정의할 수 없다. 따라서 루이스는 전자쌍을 주고받는 것으로 산과 염기를 정의했는데, 다른 물질의 전자쌍을 받는 물질을 산, 전자쌍을 주는 물질을 염기로 정의하였다.

■ (acid rain)

깨끗한 빗물도 대기 중의 이산화 탄소 기체가 녹아 있으므로 pH 5.6~6.5 정도의 약한 산성을 나타낸다. 따라서 빗물 속에 강한 산성 물질이 녹아 빗물의 pH가 5.6 미만의 비를 산성비라고 한다. 산성비의 원인 물질은 자동차 배기가스로 배출되는 질소 산화물과 공장이나 발전소, 가정에서 사용하는 연료가 연소될 때 발생하는 황산화물 등이다. 이들 물질이 대기 중에 축적되어 대기 중의 수증기와 만나면 황산이나 질산이 되고, 황산과 질산이 빗물에 녹으면 빗물의 산성도가 증가하여 pH가 낮아진다.

■ (oxidation-reduction)

처음에는 산소를 기준으로 하여 산소가 다른 원소와 결합 또는 분리되는가를 따져 산화 환원을 설명하였으나 현재는 수소와의 결합 여부, 전자의 이동 등에 따른 산화수 변화 등으로 산화와 환원을 정의한다. 산화는 산소와 결합하거나, 수소가 떨어져 나가는 반응, 전자를 잃거나, 산화수가 증가하는 반응이다. 환원은 원래대로 되돌아가는 것이므로 산화와 반대되는 반응이 일어나는 것이다. 한 물질이 산화되면 반드시 환원되는 물질이 있으므로 산화와 환원은 동시에 일어나며, 주고받은 산소, 수소, 전자, 산화수가 같다.

■ (oxidation number)

공유 결합 물질의 반응에서와 같이 전자의 이동이 뚜렷하지 않은 반응에서 산화 환원을 설명하기 위해 도입된 개념이다. 산화수란 화합물을 구성하는 원자 중 전기 음성도가 큰 원자가 공유 전자쌍을 모두 가진다고 가정할 때 각 원자가 가지는 전하수이다. 전자를 잃은 상태를 (+)로, 전자를 얻은 상태를 (-)로 나타낸다. 염화 수소(HCl) 분자에서 전기 음성도의 크기는 염소>수소이므로 염소 원자의 산화수는 -1이고, 수소 원자의 산화수는 +1이다.

■ (oxidizing agent & reducing agent)

산화제가 소화를 시키는 물질이듯 산화제는 산화를 시키는 물질, 환원제는 환원을 시키는 물질이다. 다른 물질을 산화시키기 위해서는 산소를 다른 물질에 주거나(자신은 산소를 잃음) 다른 물질의 전자를 빼앗아야(자신은 전자를 얻음) 하므로 자신은 환원된다. 즉, 산화제는 자신이 환원되면서 다른 물질을 산화시키는 물질이고, 환원제는 자신이 산화되면서 다른 물질을 환원시키는 물질이다.

■ (spectral line)

나트륨을 연소할 때 나오는 빛을 분광기로 관찰하면 노란색 선이 나타난다. 이와 같이 하나 또는 몇 개의 특정한 파장만 포함하는 빛의 스펙트럼을 선 스펙트럼이라고 한다. 원자에서 방출되는 빛을 분광기에 통과시킬 때 선 스펙트럼이 나타나는 것은 원자 내부의 전자가 가질 수 있는 에너지가 불연속적이기 때문이다.

■ (dipole moment)

두 전하 $+q$ 와 $-q$ 가 r 만큼 떨어져 있을 때 전하량(q)과 두 전하 사이의 거리(r)를 곱한 벡터량을 의미한다. 쌍극자 모멘트의 크기가 클수록 극성이 크다. 쌍극자 모멘트는 양전하의 중심에서 음전하의 중심을 향하는 화살표로 나타낸다.

■ (Avogadro's law)

1808 년 프랑스의 과학자 게이뤼삭은 '기체들의 반응에서 반응하는 기체와 생성되는 기체의 부피 사이에는 간단한 정수비가 성립한다.'라는 기체 반응 법칙을 발견하였다. 그러나 기체 반응 법칙을 돌턴의 원자설로 설명하려면 원자가 쪼개지는 모순이 생긴다. 아보가드로는 기체 반응 법칙을 설명하기 위해 '같은 온도와 압력에서는 기체의 종류와 관계없이 같은 부피 속에 같은 수의 입자가 들어 있다.'라는 가설을 세웠다. 여기에서 입자는 일정한 수의 원자들이 결합한 분자이다. 그러나 이 가설은 당시에는 받아들여지지 않다가 오랜 시간에 걸쳐 실험을 통해 증명되었고, '일정한 온도와 압력에서 기체의 부피(V)는 몰수(n)에 비례한다.'라는 아보가드로 법칙으로 정립되었다.

■ (Avogadro's number)

원자나 분자, 이온의 개수를 나타낼 때는 '몰'(mole)이라는 묶음 단위를 사용하는데, 1 몰 중에 포함된 입자의 수를 아보가드로수라고 한다. 예를 들어 탄소 원자 1 몰, 즉 12 g 속에 들어 있는 탄소의 수는 6.02×10^{23} 개이다.

$$\text{아보가드로수} = 1 \text{ 몰의 개수} = 6.02 \times 10^{23}$$

■ (net ionic equation)

수용액 중의 이온 사이의 반응에서 구경꾼 이온을 제외하고 실제 반응에 참여한 이온만으로 나타낸 반응식을 알파 이온 반응식이라고 한다.

■ (alkaline metal)

주기율표의 1족에 속하는(단, 수소 제외) 리튬(Li), 나트륨(Na), 칼륨(K), 루비듐(Rb), 세슘(Cs), 프랑슘(Fr) 등의 금속 원소이다. 이 금속의 화합물 중에는 물에 녹아 염기성을 띠는 물질이 많아서 염기성이라는 뜻의 '알칼리(alkali)'라는 명칭을 얻게 되었다. 알칼리 금속은 1 개의 원자가 전자를 가지므로 +1가의 양이온이 되기 쉽고, 자연 상태에서 원자로 존재하지 않고 염을 형성하여 양이온으로 존재한다. 은백색 광택을 나타내며, 물러서 칼로 쉽게 자를 수 있다. 다른 금속에 비해 녹는점이 낮고, 공기 중의 산소, 수분과 반응하기 쉬우므로 석유 속에 보관한다.

■ (α -particle scattering experiment)

알파(α) 입자란 헬륨 원자핵(He^{2+})을 말한다. 1909 년 러더퍼드는 얇은 금박에 알파 입자를 빠른 속도로 충돌시키고 그 궤적을 추적하는 실험을 하였다. 실험 결과 대부분의 알파 입자는 금박을 통과하였으나 일부의 알파 입자는 진로가 휘거나 크게 튕겨 나왔다. 러더퍼드는 이 결과를 토대로 원자 중심에 부피가 매우 작고 밀도가 매우 크며 (+)전하를 띠는 부분인 원자핵이 존재한다고 주장하였으며, 원자핵 주위에서 (-)전하를 띠는 전자가 매우 빠른 속도로 운동하는 원자 모형을 제안하였다.

■ (cation & anion)

원자를 구성하는 (+)전하를 띠는 양성자의 수와 (-)전하를 띠는 전자의 수는 같다. 따라서 원자는 전기적으로 중성을 나타내나, 원자가 전자를 잃거나 얻으면 전하를 띠는 이온으로 된다. 이때 원자가 전자를 잃어 (+)전하를 띠는 이온을 양이온이라 하고, 원자가 전자를 얻어 (-)전하를 띠는 이온을 음이온이라고 한다.

■ (quantum number)

현대 원자 모형에서는 원자 내에 있는 전자의 상태를 주 양자수(n), 부 양자수(l), 자기 양자수(m_l), 스핀 양자수(m_s)의 네 가지 양자수로 나타낸다.

- 주 양자수(n): 오비탈의 에너지와 크기를 결정하는 양자수이다. 보어 원자 모형에서 전자 껍질을 나타낸다.
- 부 양자수(l): 오비탈의 3차원적 모양을 결정하는 양자수로, 방위 양자수라고도 한다.
- 자기 양자수(m_l): 같은 모양의 오비탈이라도 공간상에서 다른 방향으로 존재할 수 있는데, 이때 오비탈의 방향을 결정하는 양자수이다.
- 스핀 양자수(m_s): 오비탈 내 전자의 스핀을 구분하는 양자수이다. 전자 스핀은 두 가지 방향이 있으며, 각 방향을 $+\frac{1}{2}$, $-\frac{1}{2}$ 로 나타낸다.

■ (ampholyte)

브뢴스테드·로리 정의에 의하면 산은 양성자(H^+)를 내놓는 물질, 염기는 양성자를 받는 물질이다. 물이 관여하는 다음 반응에서 H_2O 은 염화 수소와 반응할 때는 염기로 작용하고, 암모니아와의 반응에서는 산으로 작용한다.



이렇게 산으로 작용하기도 하고, 염기로 작용하기도 하는 물질을 양쪽성 물질이라고 한다. 즉, 양쪽성 물질은 양성자를 내놓을 수도 있고, 받을 수도 있는 물질이다. H_2O 외에 HS^- , HCO_3^- , HSO_4^- , H_2PO_4^- 등이 양쪽성 물질로 작용한다.

■ (energy level)

원자에서 전자가 존재하는 불연속적이며 일정한 에너지 상태를 말한다.

수소 원자의 에너지 준위는 전자 껍질 수, 즉 주 양자수(n)에 의해 결정되며 각 전자 껍질이 가지는 에너지 준위는 다음과 같이 나타낸다.

$$E_n = -\frac{1312}{n^2} \text{ kJ/mol} \quad (n=1, 2, 3\cdots)$$

■ (salt)

산과 염기가 중화 반응을 할 때 물과 함께 생성되는 물질이다. 산의 음이온(F^- , Cl^- , O^{2-} , SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-})과 염기의 양이온(Na^+ , Ca^{2+} , K^+ , NH_4^+)이 결합하여 생성된다. 염은 중화 반응 뿐만 아니라 금속과 산의 반응, 염과 염의 양금 생성 반응 등으로도 생성된다.

■ (orbital)

전자는 질량이 매우 작고 빠르게 운동하며, 파동의 성질도 가지고 있어 전자의 위치와 운동량은 동시에 정확하게 측정할 수 없고, 특정한 위치에서 전자가 발견될 확률만을 알 수 있다. 이때 원자핵 주위에서 전자가 발견될 확률을 나타낸 함수를 오비탈, 또는 궤도 함수라고 한다. 오비탈을 나타낼 때는 전자의 존재 확률을 점으로 나타내거나(점밀도 그림), 전자의 존재 확률이 90 %가 되는 지점들을 연결하여 나타낸다(경계면 그림). 점밀도 그림에서는 점이 뻘뻘할수록 전자 발견 확률이 높다.

■ (octet rule)

주기율표의 18족에 속하는 비활성 기체는 가장 바깥쪽 전자 껍질에 8 개의 전자를 가지므로(단, 헬륨은 2 개) 화학적으로 안정하다. 18족의 비활성 기체 이외의 원자들이 18족 원소와 같이 가장 바깥쪽 전자 껍질에 8 개의 전자를 채워 화학적으로 안정한 전자 배치를 가지려는 경향을 옥텟 규칙이라고 한다. 원소들은 화학 결합을 통해 옥텟을 만족하는 안정한 전자 배치를 이룬다.

■ (atom)

고대 그리스의 데모크리토스는 “물질은 더 이상 쪼갤 수 없는 입자로 되어 있다.”라고 생각하고, 이를 원자라고 하였다. 물질에 대한 이러한 생각은 추상적인 것이었고, 18 세기에 와서야 비로소 실험적인 결과를 토대로 원자를 생각하게 되었다. 1803 년 돌턴은 질량 보존 법칙과 일정 성분비 법칙을 설명하기 위해 “물질은 더 이상 쪼갤 수 없는 원자라는 작은 입자로 이루어져 있다.”라는 원자설을 제안하였다. 돌턴의 원자설은 부분적으로 수정되었으나 모든 물질이 원자로 구성되었다는 사실은 실험으로 증명되었다.

■ 원자의 구성 입자

원자의 중심에는 (+)전하를 띠는 이 있고, 그 주위에서 (-)전하를 띠는 가 빠른 속도로 운동한다. 원자핵은 (+)전하를 띠는 와 전하를 띠지 않는 로 이루어져 있다.

양성자와 중성자의 질량은 비슷하며, 전자의 질량은 이들에 비해 무시할 수 있을 정도로 작으므로 원자핵의 질량이 원자 질량의 대부분을 차지한다. 또, 양성자와 전자는 전하량의 크기는 같고 부호만 반대이므로 원자는 전기적으로 이다.

■ (atomic radius)

일반적으로 같은 종류의 원자가 결합하고 있을 때 두 원자핵 사이의 거리의 반으로 정의한다. 예를 들어 수소 원자(H)의 반지름은 수소 분자(H₂)를 이루는 두 원자핵 사이 거리의 $\frac{1}{2}$ 로 나타낸다.

■ (atomic number)

화학 반응은 전자가 관여하여 일어나므로, 원소의 화학적 성질은 그 원자가 가진 전자 수로 결정된다. 그런데 원자를 구성하는 전자 수는 양성자 수와 같으므로 원소의 성질은 양성자 수로 결정된다. 양성자 수는 원소의 종류마다 다르며, 화학 반응이 일어나도 변하지 않으므로 이를 원자 번호로 정하여 원자를 구분하는 고유의 번호로 사용한다.

원자 번호= 양성자 수= 원자의 전자 수

■ (valence electron)

원자의 바닥상태 전자 배치에서 가장 바깥 전자 껍질에 배치되어 있는 전자로 화학 결합에 관여하는 전자이다. 원소의 화학적 성질을 결정하며, 원소가 양이온이 되거나 음이온이 될 때 잃거나 얻는 전자의 수와도 관계가 있다.

■ (atomic weight)

수소 원자 1 개의 질량은 1.67×10^{-24} g, 탄소 원자 1 개의 질량은 1.99×10^{-24} g으로 매우 작다. 따라서 원자의 질량을 다룰 때 이와 같은 작은 숫자를 사용하는 것은 매우 불편하다. 그래서 기준이 되는 원자와 그것의 상대적 질량을 임의로 정하고 그 원자의 질량과 다른 원자의 질량의 비를 사용하는 것이 편리하다. 현재는 탄소 원자의 질량을 12로 하고 이를 기준으로 하여 원자들의 상대적인 질량 값을 나타내며, 이를 원자량이라고 한다. 따라서 원자량은 단위가 없다. 수소의 원자량은 1, 산소의 원자량은 16이다.

■ (cathode-ray experiment)

1897 년 톰슨이 영국 케임브리지의 캐번디시 실험실에서 실시한 실험이다. 진공관에 낮은 압력의 기체를 넣고 높은 전압을 걸어 주면 (-)극에서 (+)극으로 흐르는 음극선이 나타나고, 음극선이 지나가는 길에 전기장을 걸어 줄 때 음극선이 (+)극 쪽으로 휘어지는 현상을 발견하였다. 톰슨은 음극선의 속력과 음극선이 휘는 각도를 이용하여 음극선의 전하량과 질량의 비를 구하였고, 원자 속에 (-)전하를 띤 새로운 입자가 있다는 것을 발견하였다. 이 입자가 전자이다.

■ (ionic bond)

금속 나트륨과 비금속 원소인 염소 기체가 반응하면 나트륨은 전자를 염소 원자에게 주고 양이온인 Na⁺이 되고, 염소 원자는 나트륨으로부터 전자를 얻어 음이온인 Cl⁻이 된다. 두 이온 사이에는 전기적 인력이 작용하므로 결합이 형성된다. 이와 같이 금속 원자의 양이온과 비금속 원자의 음이온 사이에 전기적 인력이 작용하여 형성되는 화학 결합을 이온 결합이라고 한다.

■ (ionization tendency)

금속 원소가 전자를 잃고 양이온이 되려는 성질을 이온화 경향이라고 한다. 이온화 경향은 금속의 종류에 따라 다르며, 이온화 경향이 클수록 전자를 잃고 산화되기 쉽다.



여러 가지 금속의 이온화 경향

이온화 경향이 큰 금속과 이온화 경향이 작은 금속 이온이 반응하면 이온화 경향이 큰 금속은 이온화 경향이 작은 금속 이온에 전자를 주고 산화된다. 하지만 이온화 경향이 작은 금속과 이온화 경향이 큰 금속 이온 사이에는 반응이 일어나지 않는다.

■ (ionization energy)

기체 상태의 원자로부터 전자 1 개를 떼어 내는 데 필요한 최소한의 에너지를 말한다. 원자핵이 전자를 더 강하게 끌어당길수록 이온화 에너지가 커지며, 양이온으로 되기가 힘들다. 이온화 에너지는 주기성을 나타내는데, 같은 주기에서는 원자 번호가 커질수록 이온화 에너지가 대체로 증가하고, 같은 족에서는 원자 번호가 커질수록 이온화 에너지가 감소한다.

■ (free electron)

금속 결정은 규칙적으로 배열된 금속 양이온과 자유 전자 사이의 정전기적 인력인 금속 결합으로 이루어져 있다. 자유 전자는 말 그대로 어느 한 원자핵에 고정되어 있지 않고 금속 양이온 사이를 자유롭게 돌아다니는 전자이다. 금속의 연성(땀임성), 전성(띠짐성), 전기 전도성 및 특유의 광택은 자유 전자로 인한 성질이다.

■ (electrolysis)

전기 에너지를 이용하여 비자발적인 산화 환원 반응이 일어나게 하여 물질을 분해하는 것을 전기 분해라고 한다. 예를 들어 물에 황산 나트륨을 소량 넣고 전극을 연결하여 전류를 흘려주면, (+)극에서는 산화 반응이 일어나 산소 기체가 발생하고, (-)극에서는 환원 반응이 일어나 수소 기체가 발생한다.

(electronegativity)

서로 다른 두 원자 사이의 공유 결합으로 이루어진 분자에서 두 원자의 원자핵은 공유 전자쌍을 끌어당기는 정도가 다르므로 전자쌍은 어느 한 원자 쪽으로 치우친다. 이때 각 원자가 공유 전자쌍을 끌어당기는 정도를 상대적인 값으로 나타낸 것을 전기 음성도라고 한다. 미국의 화학자 폴링은 플루오린(F)의 전기 음성도를 4.0으로 정하고, 이 값을 기준으로 다른 원자들의 전기 음성도를 상대적으로 정하였다.

전자 배치 원리

다전자 원자의 전자 배치는 원리, 원리, 규칙을 따르며, 이 세 가지 규칙을 모두 따르는 전자 배치를 바닥상태 전자 배치라고 한다.

(electron shell)

전자는 원자핵 주위의 특정한 에너지를 가지는 원 궤도에서만 운동을 하는데, 이 궤도를 전자 껍질이라고 한다. 전자 껍질은 원자핵에서 가장 가까운 것부터 K, L, M, N... 으로 표시하며, 각 전자 껍질이 갖는 에너지 준위(E_n)는 다음과 같이 나타낸다.

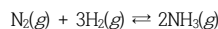
$$E_n = -\frac{1312}{n^2} \text{ (kJ/mol)}$$

(valence shell electron pair repulsion theory)

분자의 입체적 모양은 루이스 전자점식으로 추측이 가능하다. 공유 결합으로 형성된 분자에서 중심 원자 주위의 원자가 전자들은 전자쌍을 이루며, 전자쌍들은 그들 사이의 전기적 반발력 때문에 가능한 한 멀리 떨어져 배치되려 하는데, 이를 전자쌍 반발 원리라고 한다. 이 원리를 이용하면 전자쌍의 수에 따른 분자의 모양을 예측할 수 있다. 중심 원자 주위에 있는 공유 전자쌍은 전자쌍 사이의 반발력이 최소가 되는 위치에 배열된다. 따라서 중심 원자 주위에 공유 전자쌍이 2 개인 경우 분자의 모양은 직선형이고, 3 개인 경우 평면 삼각형이며, 4 개인 경우 정사면체 구조이다.

(forward reaction & reverse reaction)

화학 반응식에서 반응물이 생성물로 되는 반응을 정반응이라 하며, 화학 반응식에서 \rightarrow 로 나타낸다. 또, 이 반응이 반대(역으로) 일어나 생성물이 반응물로 되는 반응을 역반응이라고 하며, 화학 반응식에서 \leftarrow 로 나타낸다. 예를 들어, 수소와 질소가 반응하여 암모니아가 되는 반응은 정반응과 역반응이 모두 일어나는 가역 반응이다.



(periodic table)

달의 공전 주기는 29.5 일이다. 즉, 우리는 같은 모양의 달을 29.5 일 만에 한 번씩 보게 되는 것이다. 이처럼 원소들을 원자 번호 순으로 나열할 때도 비슷한 현상이 관찰되는데, 일정한 간격을 두고 성질이 비슷한 원소들이 나타난다. 이러한 원소의 주기성을 주기율이라고 하며, 주기율에 의해 성질이 비슷한 원소를 같은 세로줄에 오도록 배열한 표를 주기율표라고 한다. 오늘날 사용하는 것과 유사한 주기율표는 1869 년 멘델레예프가 만든 것이며, 현재의 주기율표를 만든 사람은 모즐리이다. 주기율표의 가로줄을 주기라고 하며 1~7주기까지 있고, 주기율표의 세로줄을 족이라고 하며 1~18족까지 있다.

(neutralization)

산성이나 염기성을 띠는 용액의 액성을 중간으로 만드는 반응이다. 즉, 산의 수소 이온(H^+)과 염기의 수산화 이온(OH^-)이 반응하면 물이 생성되면서 수소 이온이나 수산화 이온의 수가 줄어들므로 용액의 액성이 중성에 가깝게 변하는데, 이러한 반응을 중화 반응이라고 한다. 중화 반응에서 수소 이온과 수산화 이온은 같은 몰수비로 반응하여 같은 몰수의 물을 생성하며, 중화 반응의 알짜 이온 반응식은 $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ 이다. 이때 산의 성분이었던 음이온과 염기의 성분이었던 양이온이 만나 염을 생성한다. 중화 반응이 일어날 때는 중화열이 발생하며, 발생하는 중화열은 생성되는 물의 양에 비례한다.

(neutralization titration)

농도를 모르는 산이나 염기 수용액 일정량에 적당한 지시약을 넣고, 농도를 알고 있는 표준 용액을 떨어뜨려 지시약의 색이 변하는 순간까지 넣어준 표준 용액의 부피를 측정하여 산이나 염기의 농도를 알아내는 방법이다. 표준 용액의 농도와 부피, 산이나 염기의 부피는 알고 있으므로 이 값을 중화 반응의 양적 관계식 $nMV = n'M'V'$ 에 대입하면 농도를 모르는 산이나 염기의 농도를 구할 수 있다.

(indicator)

수용액이 산성인지 염기성인지를 지시해 주거나 중화 반응이 일어나는 것을 눈으로 직접 볼 수 있게 해 주는 물질이다. 지시약의 색이 변하는 pH 범위를 변색 범위라고 하는데, 지시약의 종류에 따라 변색 범위가 다르다. 따라서 중화 적정 실험을 할 때는 반응하는 산과 염기의 종류에 따라 적당한 지시약을 선택해야 한다.

(mass number)

양성자 수가 같은 동위 원소들의 원자를 구별하기 위해서는 중성자 수를 쓰지 않고 양성자 수와 중성자 수의 합을 쓰는데, 이 수를 질량수라고 한다. 원소를 나타낼 때는 원소 기호에 원자 번호와 질량수를 표시하여 나타낸다. 또 동위 원소를 나타낼 때는 탄소-12, 탄소-13과 같이 질량수만 써서 구별하기도 한다.

(carbon compound)

탄소가 탄소나 다른 원자들과 공유 결합하여 이루어진 모든 종류의 화합물을 말한다. 식량, 화학 연료, 의류,약품, 사람 몸을 이루는 단백질 등 우리 주변의 물질 대부분은 모두 탄소를 포함하고 있는 탄소 화합물이다. 탄소를 포함하지 않는 물질은 금속이나, 그 화합물 정도에 불과하다. 탄소 화합물의 종류가 다양한 까닭은 탄소 원자의 크기가 작고, 원자가 전자가 4 개여서 최대 4 개의 다른 원자와 결합할 수 있으며, 탄소 간에 단일 결합, 2중 결합, 3중 결합을 생성할 수 있기 때문이다.

(hydrocarbon)

탄소 화합물 중 탄소(C)와 수소(H)로만 이루어진 화합물이다. 탄화수소는 결합 모양에 따라 사슬 모양과 고리 모양 탄화수소로, 탄소 간 결합의 종류에 따라 포화 탄화수소와 불포화 탄화수소로 분류한다. 또, 벤젠 고리를 포함하는 탄화수소를 방향족 탄화수소, 벤젠 고리를 포함하지 않는 탄화수소를 지방족 탄화수소라고 한다.

(평균할 平均, 고를 均, 근원 原, 아들 子, 헤아릴 量, average atomic weight)

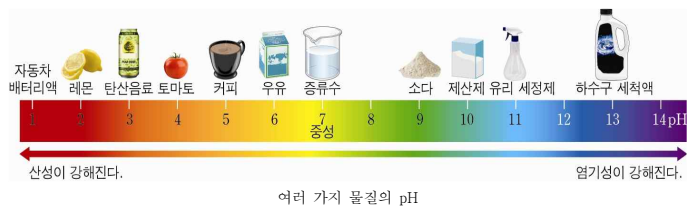
말 그대로 원자량의 평균값이다. 자연계에는 플루오린, 나트륨, 인 등의 몇몇 원소를 제외한 거의 모든 원소에 동위 원소가 존재하며, 그 존재비는 원소마다 다르나 장소와 관계없이 거의 일정하다. 따라서 동위 원소가 존재하는 원소의 원자량은 동위 원소의 원자량과 그들의 존재비를 이용해서 구한 평균값으로 나타내는데, 이를 평균 원자량이라고 한다. 예를 들어 자연에서 탄소(C)는 원자량이 12.00인 ^{12}C 와 원자량이 13.00인 ^{13}C 가 안정한 동위 원소로 존재하며, 이들의 존재비는 ^{12}C 가 98.93 %, ^{13}C 가 1.07 %이다. 따라서 탄소의 평균 원자량은 $\frac{12 \times 98.93 + 13 \times 1.07}{100} = 12.01$ 이다. 자연에 존재하는 ^{12}C 의 비율이 ^{13}C 보다 훨씬 많으므로 탄소의 평균 원자량은 12에 가까운 값을 갖는다.

(standard solution)

중화 적정 실험에서 정확한 농도를 알고 있는 용액이다. 농도를 모르는 염기 수용액을 삼각 플라스크에 넣고 정확히 농도를 알고 있는 산 수용액을 한 방울씩 떨어뜨리다가 중화점에 도달하면 그 순간까지 가해 준 산의 양을 구한 후, 이 값을 중화 반응의 양적 관계식 $nMV = n'M'V'$ 에 대입하여 농도를 모르는 염기의 농도를 구할 수 있다. 이때 사용한 농도를 알고 있는 산 수용액이 바로 표준 용액이 된다. 농도를 모르는 염기의 농도를 알기 위해서는 산 표준 용액을 사용하고, 농도를 모르는 산의 농도를 알기 위해서는 염기 표준 용액을 사용한다.

■

‘피에이지’라고 읽으며, 덴마크의 과학자 쇠렌센에 의해 제안되었다. 용액의 산성도를 가늠하는 척도로 용액 속에 들어 있는 수소 이온의 농도([H⁺])를 지수로 나타낸 것이다. 0~14까지의 값을 가지며, 수소 이온 농도가 클수록 pH 값이 작고, pH 값이 작을수록 산성이 강하다. 중성인 pH 7을 중심으로 pH가 7보다 작으면 용액은 산성, pH가 7보다 크면 용액은 염기성을 띤다.



■ (hydronium ion)

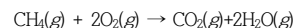
수소 이온(H⁺)은 반응성이 매우 커서 물속에서 단독으로 존재하지 않고 물 분자와 결합하여 H₃O⁺ 형태로 존재하는데, 이것을 하이드로늄 이온이라고 부른다. 산성을 나타내며 보통 수소 이온과 동일하게 취급한다.

■ (halogen)

주기율표의 17족에 속하는 플루오린(F), 염소(Cl), 브로민(Br), 아이오딘(I) 등의 원소이다. 원자가 전자가 7 개로 전자 1 개를 얻어 음이온이 되기 쉽다. 상온에서 2원자 분자 상태로 존재하며, F₂, Cl₂는 기체로, Br₂는 액체로, I₂는 고체로 존재한다. 반응성이 커서 금속이나 비금속 원자들과 결합하여 다양한 화합물을 만든다.

■ (chemical equation)

화학 반응을 화학식과 기호를 이용하여 나타낸 식이다. 예를 들어 메테인(CH₄)이 산소(O₂)와 반응을 하여 물(H₂O)과 이산화 탄소(CO₂)가 생성되는 반응의 화학 반응식은 다음과 같다.



화학 반응이 일어날 때 어떤 원자도 새로 생성되거나 없어지지 않으므로 반드시 화학표 양쪽의 원자 수는 같아야 한다. 또 화학 반응식의 계수비로부터 반응물과 생성물의 다양한 양적 관계를 파악할 수 있다.

계수비 = 분자 수비 = 몰수비 = 부피비(기체의 경우)

■ (formula weight)

화학식을 구성하는 원자들의 원자량을 모두 합한 값이다. 원자량, 분자량, 실험식량 등이 모두 화학식량에 속한다. 염화 나트륨과 같이 양이온과 음이온이 반복적으로 결합하여 이루어진 이온 결합 물질의 경우에는 구성 이온의 결합 개수비를 가장 간단한 정수비로 나타낸 실험식을 사용하며, 실험식을 구성하는 원자의 원자량을 합한 것을 실험식량이라고 한다.