



ANNA ADMINISTRATIVE STAFF COLLEGE

Presents

TNPSC GROUP-4

Subject
CHEMISTRY

Topic
ELEMENTS & COMPOUNDS-Part 2

CLASS	TOPIC
1	ELEMENTS AND COMPOUNDS 1
2	ELEMENTS AND COMPOUNDS 2
3	ACID BASES AND SALTS 1
4	ACID BASES AND SALTS 2
5	FERTILIZERS AND PESTICIDES
6	PETROLEUM PRODUCTS
7	METALLURGY
8	FOOD ADULTERATION

ISOTOPES OF CHLORINE

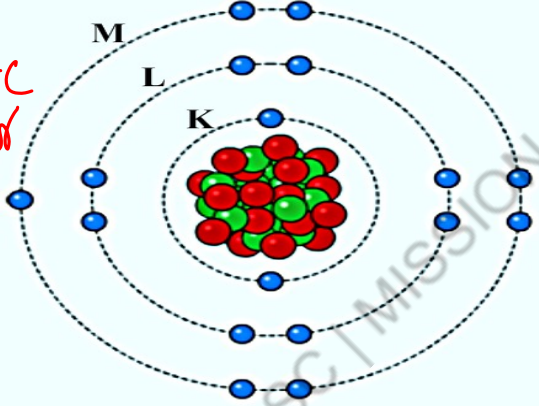
Mass Number
35

35

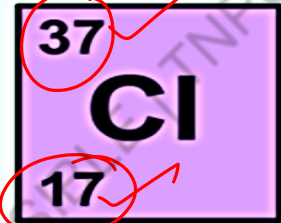
Atomic number
17



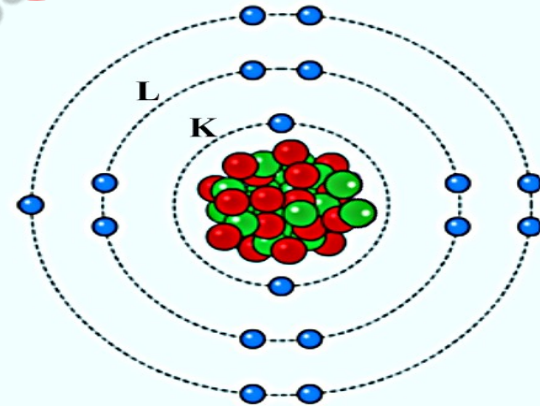
- 17 protons
- 18 neutrons
- 17 electrons



37



- 17 protons
- 20 neutrons
- 17 electrons



© AASC MISSION IMPOS... TNPSGCA

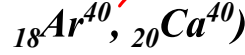
The main postulates of modern atomic theory' are as follows:

நவீன அணுக் கொள்கைகளின் சில முக்கிய கருத்துருக்கள் பின்வருமாறு

- An atom is no longer indivisible (after the discovery of the electron, proton, and neutron).
- அணுஎன்பது பிளக்கக்கூடிய துகள் (எலக்ட்ரான், புரோட்டான் நியூட்ரான் கண்டுபிடிப்புக்குப் பிறகு).
- Atoms of the same element may have different atomic mass. (discovery of isotopes $_{17}\text{Cl}^{35}$, $_{17}\text{Cl}^{37}$).
- ஒரே தனிமத்தின் அணுக்கள் வெவ்வேறு அணு நிறைகளைப் பெற்றுள்ளன. (ஐசோடோப்புகளின் கண்டுபிடிப்புகளுக்குப் பிறகு எ.கா. $_{17}\text{Cl}^{35}$, $_{17}\text{Cl}^{37}$)

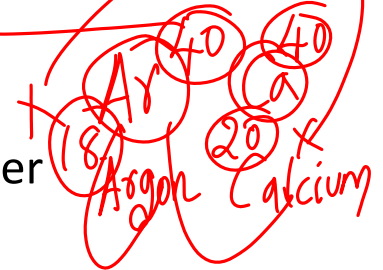
- Atoms of different elements may have same atomic masses (discovery of Isobars ${}_{18}\text{Ar}^{40}$, ${}_{20}\text{Ca}^{40}$).

- வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்கள் ஒரே அணுநிறைகளைப் பெற்றுள்ளன. (ஐசோபார்களின் கண்டுபிடிப்புகளுக்குப் பிறகு எ.கா.



Mass Number
நிலை
கூறு

Different



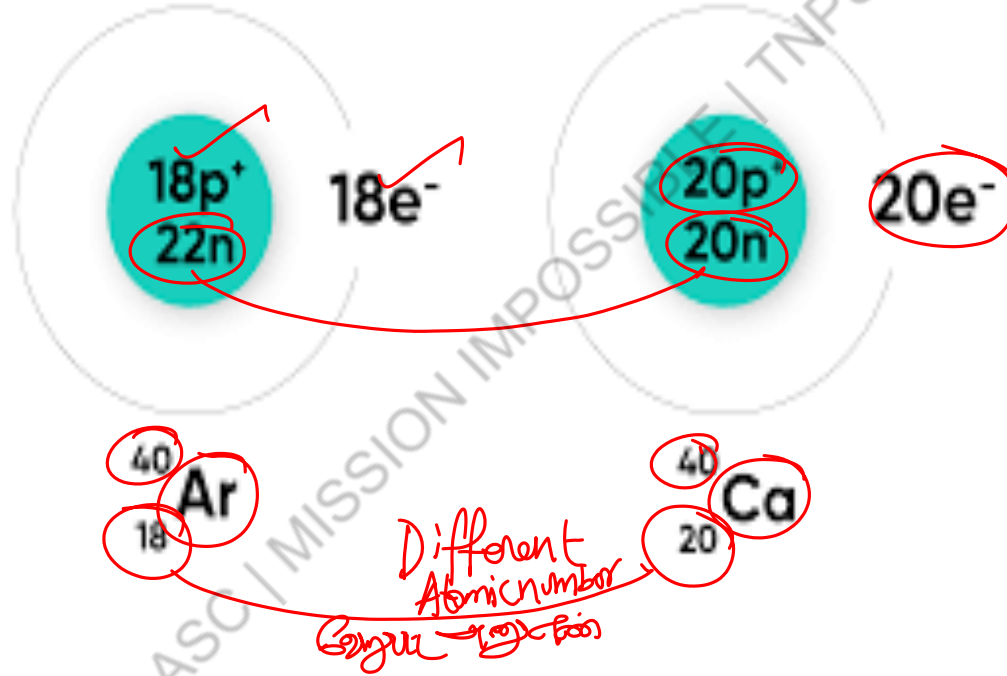
- Atoms of one element can be transmuted into atoms of other elements. (discovery of artificial transmutation).

- ஒரு தனிமத்தின் அணுக்களை மற்றொரு தனிமத்தின் அணுக்களாக மாற்ற முடியும். (செயற்கை மாற்று தனிமமாக்கல் முறை)

Isotopes

Isobars

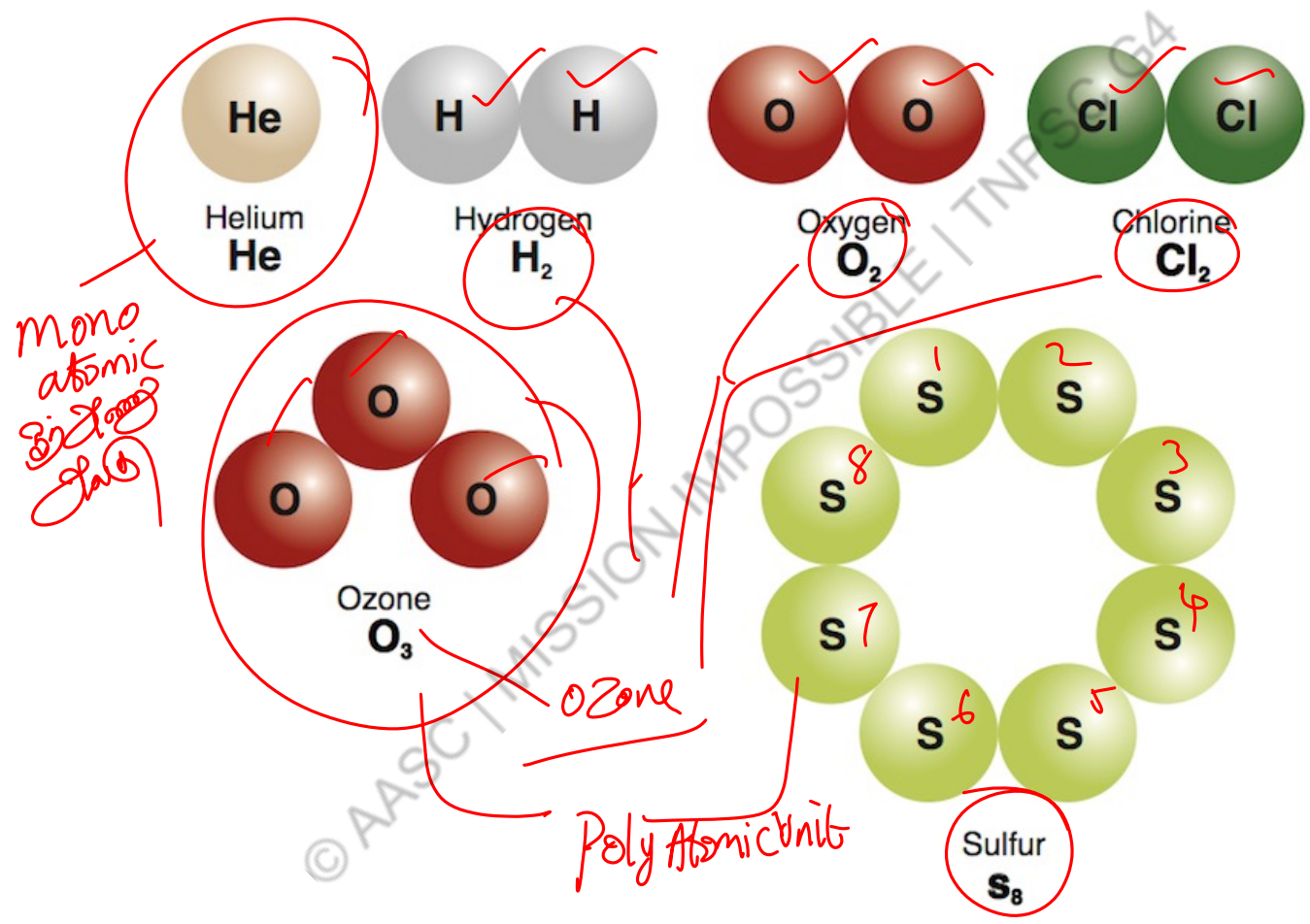
Atoms of different elements may have same atomic masses Isobars



ஐசோபார்கள் வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்கள் ஒரே அணுநிறைகளைப் பெற்றுள்ளன.

- Atoms may not always combine in a simple whole number ratio (E.g. Glucose $C_6H_{12}O_6$, C:H:O = 6:12:6 or 1:2:1 and Sucrose $C_{12}H_{22}O_{11}$ C:H:O = 12:22:11).
- அணுவானது எளிய முழு எண்களின் விகிதத்தில் இருக்க வேண்டிய அவசியமில்லை. (எ.கா . குளுக்கோஸ் $C_6H_{12}O_6$ C:H:O=6:12:6 அல்லது 1:2:1 மற்றும் சுகரோஸ் $C_{12}H_{22}O_{11}$ C : H : O = 12 : 22 : 11)
- Atom is the smallest particle that takes part in a chemical reaction.
- அணு என்பது வேதிவினையில் ஈடுபடும் மிகச்சிறிய துகள் $e=mc^2$
- The mass of an atom can be converted into energy ($E = mc^2$).
- ஒரு அணுவின் நிறையை ஆற்றலாக கணக்கிட முடியும்.

- Element can exist as monatomic or polyatomic units.
- தனிமம் ஆனது ஓரணு அல்லது பல்லணு அலகுகளை உள்ளடக்கியதாக காணப்படுகிறது..
- Example: Monatomic unit – Gold (Au), Copper (Cu); Polyatomic unit - Hydrogen (H₂), Phosphorous (P₄) and Sulphur (S₈)
- எடுத்துக்காட்டு : ஓரணு அலகு – தங்கம் (Au), தாமிரம் (Cu), பல்லணு அலகு - ஹைட்ரஜன் வாயு (H₂), பாஸ்பரஸ் (P₄) மற்றும் சல்பர் (S₈.)

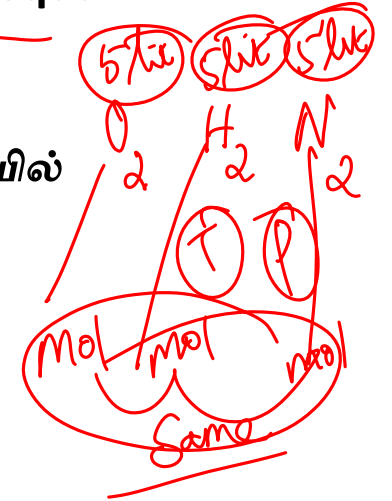


ATOM / அணுக்கள்	MOLECULE / மூலக்கூறுகள்
<p>An atom is the smallest particle of an element</p> <p>ஒரு தனிமத்தின் மிகச் சிறிய பகுதி அணு ஆகும்.</p>	<p>A molecule is the smallest particle of a compound.</p> <p>சேர்மத்தின் மிகச் சிறிய பகுதி மூலக்கூறு ஆகும்.</p>
<p>Atom does not exist in free state except in noble gas</p> <p>மந்த வாயுக்களைத் தவிர ஏனைய அணுக்கள் தனித்த நிலையில் இருப்பதில்லை</p>	<p>Molecule exists in a free state</p> <p>மூலக்கூறுகள் தனித்த நிலையில் இருக்கும்.</p>
<p>Except some of noble gas, other atoms are highly reactive.</p> <p>மந்த வாயுக்களைத் தவிர ஏனைய அணுக்கள் வினைத்திறன் மிக்கவை</p>	<p>Molecules are less reactive</p> <p>மூலக்கூறுகள் வினைத்திறன் குறைந்தவை</p>
<p>Atom does not have a chemical bond</p> <p>அணுக்களில் வேதிப்பிணைப்புகள் இல்லை</p>	<p>Atoms in a molecule is held by chemical bonds</p> <p>மூலக்கூறுகளில் வேதிப் பிணைப்புகள் உள்ளன.</p>

AVOGADRO'S LAW அவகாட்ரோ விதி

The Avogadro's law states that "equal volumes of all gases under similar conditions of temperature and pressure contain equal number of molecules"

அவகாட்ரோ கூற்றின்படி, "மாறா வெப்ப மற்றும் அழுத்த நிலையில் சம பருமனுள்ள வாயுக்கள் அனைத்தும் சம அளவு எண்ணிக்கையிலான மூலக்கூறுகளைக் கொண்டிருக்கும்."



APPLICATIONS OF AVOGADRO'S LAW அவகாட்ரோ விதியின்பயன்பாடுகள்

It explains Gay-Lussac's law.

கே-லூசாக் விதியினை விவரிக்கிறது

It helps in the determination of atomicity of gases.

வாயுக்களின் அணுக்கட்டு எண்ணைக் கணக்கிட உதவுகிறது.

Molecular formula of gases can be derived using Avogadro's law

அவகேட்ரோ விதியினைப் பயன்படுத்தி வாயுக்களின் மூலக்கூறு

வாய்பாட்டை கணக்கிடலாம்

It determines the relation between molecular mass and vapour density.

மூலக்கூறுநிறைக்கும், ஆவி அடர்த்திக்கும் உள்ள தொடர்பை வருவிக்க உதவுகிறது.

MM
V.D

VALENCE இணைதிறன்

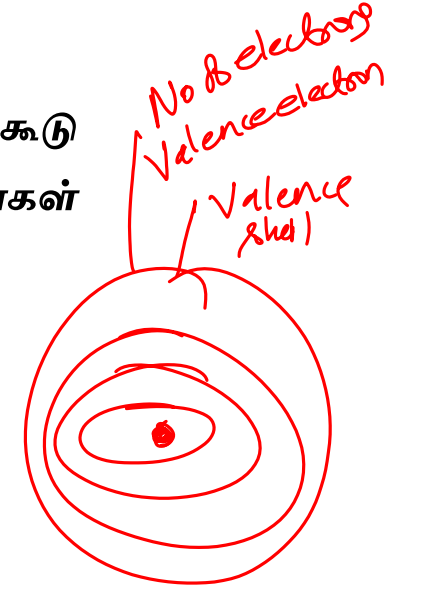
- Valence of an element is the combining capacity of the element with other elements and is equal to the number of electrons that take part in a. chemical reaction
- ஒரு தனிமத்தின் இணை திறன் என்பது அத்தனிமம் மற்றொரு தனிமத்துடன் சேரும் திறனின் அளவு ஆகும். மேலும் அது வேதி வினையில் பங்கு பெறும் எலக்ட்ரான் எண்ணிக்கைக்கு சமமாக இருக்கும்.
- Valence of the elements having valence electrons (1, 2, 3, 4) is 1, 2, 3, 4 respectively.
- 1,2,3,4 போன்ற இணைதிறன் எலக்ட்ரான்களை உடைய தனிமங்களின் இணைதிறன் 1,2,3,4 ஆக இருக்கும்

- Valence of an element with 5, 6 and 7 valence electrons is 3, 2 and 1 (8–valence electrons) respectively.
- ஒரு தனிமத்தின் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்கள் 5,6,7 ஆக இருந்தால் அதன் இணைதிறன் 3,2,1 ஆக இருக்கும்.
- Because 8 is the number of electrons required by an element to attain stable electronic configuration.
- அதாவது அணு நிலைப்புத்தன்மையை அடையத் தேவையான 8 எலக்ட்ரான்களைப் பெற முறையே, 3,2,1 எலக்ட்ரான்கள் தேவைப்படுகின்றன.
- Elements having completely filled outermost shell show Zero valence.
- அணுவின் வெளிக்கூடு முழுமையாக எலக்ட்ரான்களால் நிரப்பப்பட்டிருப்பின், அத்தனிமத்தின் இணைதிறன் பூஜ்ஜியம் ஆகும் /

Stability
8

Valence Electron இணைதிறன் எலக்ட்ரான்

- The outermost shell of an atom is called valence shell and the electrons present in the valence shell are known as valence electrons.
- அணுவின் உட்கருவிலிருந்து கடைசியாக உள்ள வெளிச்சூடு இணைதிறன் சூடு என்றும், அதில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்கள் என்றும் அழைக்கப்படுகின்றன.
- The chemical properties of elements are decided by these valence electrons, since they are the ones that take part in chemical reactions.
- தனிமங்களின் வேதிப்பண்புகள் அவற்றின் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்களால் தீர்மானிக்கப்படுகின்றன. ஏனெனில் அவை மட்டுமே வேதி வினையில் பங்கெடுக்கின்றன.



- The elements with same number of electrons in the valence shell show similar properties and those with different number of valence electrons show different chemical properties.
- வெளிவட்டப்பாதையில் சம எண்ணிக்கையில் எலக்ட்ரான்களை உடைய தனிமங்கள் ஒரே மாதிரியான பண்புகளைக் கொண்டிருக்கும். வேறுபட்ட எண்ணிக்கையில் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்களை உடைய தனிமங்கள் வெவ்வேறு பண்புகளைக் கொண்டிருக்கும்.
- Elements, which have 1 or 2 or 3 valence electrons (except Hydrogen) are metals. Elements with 4 to 7 electrons in their valence shell are non-metals.
- 1, 2 அல்லது 3 இணைதிறன் எலக்ட்ரான்களை உடைய தனிமங்கள் (ஹைட்ரஜனைத் தவிர்த்து) அலோகங்கள் எனப்படுகின்றன. வெளிக்கூட்டில் 4 முதல் 7 எலக்ட்ரான்கள் வரை கொண்ட தனிமங்கள் அலோகங்கள் எனப்படுகின்றன.

Classification of Elements தனிமங்களின் வகைப்பாடு

Many elements occur naturally on Earth; however, some are created in laboratory by scientists.

பல தனிமங்கள் பூமியில் இயற்கையாகவே நிகழ்கின்றன; இருப்பினும், சில விஞ்ஞானிகளால் ஆய்வகத்தில் உருவாக்கப்படுகின்றன

- Total elements – 118 மொத்த தனிமங்கள் – 118
- Natural elements – 94 இயற்கை தனிமங்கள் – 94
- Artificial elements – 24 செயற்கை தனிமங்கள் – 24

$$\begin{array}{r} 94 \\ 24 \\ \hline 118 \end{array}$$

அணுவை
At no 11

Na

metal
உலகம்

2, 8, 1

Elements are classified into metals, non-metals, and metalloids based on their properties.

தனிமங்களின் பண்புகளின் அடிப்படையில் வகைப்படுத்தப்படுகின்றன. அவற்றை உலோகங்கள், அலோகங்கள் மற்றும் உலோகப் போலிகள் என வகைப்படுத்தலாம்.

- Metals உலோகங்கள்
- Non – Metals அலோகங்கள்
- 1. Metalloids உலோகப் போலிகள்

Physical properties of Metals உலோகங்களின் இயற்பியல் பண்புகள்

- Metals are solid under normal conditions of temperature and pressure.
- இயல்பான வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்தத்தில் உலோகங்கள் திண்மநிலையில் இருக்கின்றன.
- Most metals are hard.
- பெரும்பான்மையான உலோகங்கள் கடினமானவை.
- All metals are shiny. The typical shine of metals is called metallic lustre.
- பொதுவாக உலோகங்கள் அதிக அடர்த்தியைப் பெற்றுள்ளன அனைத்து உலோகங்களும் பளபளப்பானவை. இப்பளபளப்பு உலோகப் பளபளப்பு என அழைக்கப்படுகிறது.

- Metals generally have high density.
- உலோகங்கள் பொதுவாக அதிக உருகுநிலை மற்றும் கொதிநிலையைப் பெற்றுள்ளன.
- Metals in general have high melting point and boiling point.
- உலோகங்களை சுத்தியால் அடித்து மிகவும் மெலிதான தகடாக மாற்றிவிடலாம்.
- Metals can be hammered into very thin sheets. This tendency of metals is called malleability. Using this property aluminium is transformed into silvery foils.
- உலோகங்களின் இப்பண்பு தகடாக மாறும் பண்பு என அழைக்கப்படுகிறது. இப்பண்பின் காரணமாகவே அலுமினியம் தகடாக மாற்றப்பட்டு பயன்படுத்தப்படுகிறது.

- Metals can be drawn into thin wires. This property of metals is called ductility. Example: Copper wires.
- உலோகங்களை இழுத்து மெல்லிய கம்பியாக மாற்றிவிடலாம். உலோகங்களின் இப்பண்பு கம்பியாக நீளும் பண்பு என அழைக்கப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டு: தாமிரக் கம்பிகள்.
- Generally, metals are good conductors of heat and electricity.
- பொதுவாக உலோகங்கள் வெப்பத்தையும் மின்சாரத்தையும் நன்கு கடத்தக்கூடியவை.
- On being hit, metals produce a typical sound. Hence, they are said to be sonorous. This property is being made used in making temple bells. உலோகங்களைத் தட்டும்போது அவை தனித்துவமான ஒலியை எழுப்பும் பண்பைப் பெற்றுள்ளன. இப்பண்பு ஆலய மணிகள் தயாரிக்க பயன்படுத்தப்படுகிறது.

Ductility

கடத்தும்

நீளும்
பண்பு

Malleability

தட்டும்போது
பண்பு

Uses of Metals உலோகங்களின் பயன்கள்

- Iron is used for making bridges, engine parts, iron-sheets and bars.
- பாலங்கள் கட்டவும், எந்திரங்களின் பகுதிகள் பொருள்கள், இரும்புத் தகடுகள், தண்டுகள் போன்றவை தயாரிக்கவும் இரும்பு பயன்படுகிறது.
- Copper is used for making electrical wires, coins and statue. மின் கம்பிகள், சிலைகள், நாணயங்கள் ஆகியவை தயாரிக்க தாமிரம் பயன்படுகிறது.
- Silver and gold are used for making jewels, and for decorative purposes and photography.
- தங்கம் மற்றும் வெள்ளி ஆகியவை அலங்கார நகைகள் தயாரிப்பிலும், புகைப்படத்துறையிலும் பயன்படுகின்றன.

Fe

- Mercury is used in thermometers and barometers because of its high density and uniform expansion at different temperature.
- அதிக அடர்த்தி கொண்டுள்ளதாலும், வெவ்வேறு வெப்பநிலையில் சீராக விரிவடையும் தன்மையைப் பெற்றிருப்பதாலும் வெப்பநிலைமானிகள் மற்றும் காற்றழுத்தமானிகளில் பாதுசரம் பயன்படுத்தப்படுகிறது.
- Aluminium is used in electrical wires, cables and in aerospace industries.
- மின் கம்பிகள், வானூர்தி மற்றும் ராக்கெட்டின் பாகங்கள் தயாரிக்க அலுமினியம் பயன்படுகிறது.
- Lead is used in automobile batteries, X-ray machines.
- தானியங்கி வாகனங்களின் மின்கலன்கள் தயாரிக்கவும், X-கதிர் எந்திரங்கள் தயாரிக்கவும் காரீயம் பயன்படுகிறது.

Properties of Non-metals அலோகங்களின் இயற்பியல் பண்புகள்

□ Non-metals occur as solids, liquids or gases at normal temperature. For example, sulphur and phosphorus occur in solid state while bromine occurs in liquid state. Elements like oxygen, nitrogen etc., occur in gaseous state.

□ இயல்பான வெப்பநிலையில் அலோகங்கள் திண்மம், திரவம், வாயு ஆகிய மூன்று நிலைகளிலும் காணப்படுகின்றன. உதாரணமாக, கந்தகம் மற்றும் பாஸ்பரஸ் திடநிலையிலும், புரோமின் திரவநிலையிலும் காணப்படுகின்றன. ஆக்சிஜன் மற்றும் நைட்ரஜன் ஆகியவை வாயு நிலையில் உள்ளன.

□ Non-metals are generally not hard except diamond (a form of carbon).

□ வைரத்தைத் தவிர பிற அலோகங்கள் பொதுவாக கடினத்தன்மை அற்றதாக உள்ளன (வைரம் என்பது கார்பனின் ஒரு வடிவம்).

S }
P } Solids
Br }
Gas }
(O₂)
(N₂)

- Non-metals are generally soft and have low densities. The exception here is diamond (a form of carbon) which is the hardest naturally occurring substance.
- அலோகங்கள் சாதாரணமாக மென்மையானவை மற்றும் அடர்த்தி குறைந்தவை. வைரம் மட்டும் அதிக அடர்த்தி கொண்டது. இயற்கையில் கிடைக்கும் பொருள்களில் மிகவும் கடினமானது வைரம்.
- Non-metals have low melting point and boiling point.
- அலோகங்கள் குறைந்த உருகுநிலையும், கொதிநிலையும் கொண்டவை
- Non-metals are non-malleable.
- அலோகங்கள் தகடாக மாறும் பண்பு அற்றவை.

- Non-metals are not ductile. Carbon fibre is highly ductile.
- அலோகங்கள் கம்பியாக மாறும் தன்மை அற்றவை. கார்பன் இழைகள் கம்பியாக நீளும் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன
- Non-metals are generally bad conductors of electricity. Graphite (a form of carbon) is an exception.
- அலோகங்கள் பொதுவாக மின்சாரத்தை அரிதாகக் கடத்துகின்றன. கார்பனின் ஒரு வடிவமாகிய கிராஃபைட் மட்டுமே மின்சாரத்தைக் கடத்தும்.
- Non-metals do not produce sound (non sonorous) when hit. அலோகங்களைத் தட்டும்போது அவை ஒலி எழுப்புவதில்லை.

Uses of Non-metals அலோகங்களின் பயன்கள்

- Diamond (a form of carbon) is used for making jewels, cutting and grinding equipment's. Graphite is used in making pencil lead.
- அலங்கார நகைகள் தயாரிக்கவும், வெட்டும் மற்றும் அரைக்கும் சாதனங்கள் தயாரிக்கவும் வைரம் பயன்படுகிறது. கரிக் கோலின் (பென்சிலின்) நடுத்தண்டில் கிராஃபைட் பயன்படுத்தப்படுகிறது.
- Sulphur is used in the manufacturing of gun powder and vulcanization of rubber.
- துப்பாக்கித் தூள் தயாரிக்க கந்தகம் பயன்படுகிறது. ரப்பரை கெட்டிப்படுத்துதலிலும் (வல்கனைஸ் செய்தல்) கந்தகம் பயன்படுகிறது.
- Phosphorus is used to make match boxes, rat poison etc.
- தீப்பெட்டி தயாரிக்கவும், எலி மருந்து தயாரிக்கவும் பாஸ்பரஸ் பயன்படுகிறது.

- Nitrogen is used for manufacturing Ammonia
- அம்மோனியா தயாரிக்க ஹைட்ரஜன் பயன்படுகிறது.
- Chlorine is used as a bleaching agent and in sterilizing water.
நிறம் நீக்கும் பொருளாகவும், குடிநீரில் உள்ள நுண்ணுயிரிகளை அழிக்கும் பொருளாகவும் குளோரின் பயன்படுகிறது.
- Hydrogen is used as a rocket fuel and hydrogen flame is used for cutting and welding purposes. Hydrogen is also used as a reducing agent.
- ஹைட்ரஜன் ராக்கெட் எரிபொருளாகப் பயன்படுகிறது.
உலோகங்களை உருக்கி வெட்டவும், ஒட்டவும் ஹைட்ரஜன் சுடர் பயன்படுகிறது. பல வேதிவினைகளில் குறைப்பானாகவும் ஹைட்ரஜன் பயன்படுகிறது.

Metalloids உலோகப் போலிகள்

- Metalloids exhibit the properties of both metals and non metals.
- உலோகப் பண்புகளையும், அலோகப் பண்புகளையும் பெற்றுள்ள தனிமங்கள் உலோகப் போலிகள் எனப்படுகின்றன.
- Boron, Silicon, Germanium, Arsenic, Antimony, Tellurium, Polonium.
- எடுத்துக்காட்டு: போரான், சிலிக்கான், ஆர்சனிக், ஜெர்மானியம், ஆண்டிமனி, டெல்லூரியம் மற்றும் பொலோனியம்.

Metal Metalloid Nonmetal

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac-Lr															

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

© APSC MISSION POSSIBLE TNPSC G4

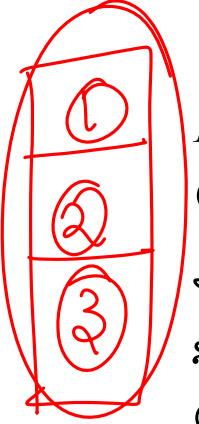
Dobereiner's Triads டாபர்னீரின் மும்மை விதி

In 1817, Johann Wolfgang Dobereiner, a German chemist, suggested a method of grouping elements based on their relative atomic masses. He arranged the elements into groups containing three elements each. He called these groups as 'triads' (tri - three).

மும்மை
Triads

அணுவின் Atomic mass

1817 இல் ஜோகன் வுல்ஃப்காங் டாபர்னீர் எனும் ஜெர்மானிய வேதியலாளர் தனிமங்களை அவற்றின் அணு நிறையின் அடிப்படையில் வகைப்படுத்தும் ஒரு கருத்தை எடுத்துரைத்தார். இவர் தனிமங்களை ஒவ்வொரு தொகுதிக்கும் மூன்று தனிமங்கள் கொண்ட குழுக்களாக அல்லது தொகுதிகளாகப் பிரித்து அமைத்தார். இவர் இந்தக் குழுக்களை "மும்மை" என்று குறிப்பிட்டார்.



Dobereiner showed that when the three elements in a triad are arranged in the ascending order of their atomic masses, the atomic mass of the middle element is nearly the same as average of atomic masses of other two elements. This statement is called the Dobereiner's law of triads.

டாபர்னீர், மூன்று தனிமங்களை அவற்றின் நிறையின் அடிப்படையில் ஏறு வரிசையில் அடுக்கும்போது நடுவில் உள்ள தனிமத்தின் அணு நிறை மற்ற இரண்டு தனிமங்களின் அணு நிறையின் சராசரிக்கு ஏறத்தாழ சரியாக இருக்கும் என்று கூறினார். இது டாபர்னீரின் மும்மை விதி என அழைக்கப்படுகிறது.

Triad Group (1)		Triad Group (2)		Triad Group (3)	
Element	Atomic Mass	Element	Atomic Mass	Element	Atomic Mass
Li	6.9	Cl	35.5	Ca	40.1
Na	23	Br	79.9	Sr	87.6
K	39.1	I	126.9	Ba	137.3

மும்மை தொகுதி (1)		மும்மை தொகுதி (2)		மும்மை தொகுதி (3)	
தனிமங்கள்	அணு நிறை	தனிமங்கள்	அணு நிறை	தனிமங்கள்	அணு நிறை
Li	6.9	Cl	35.5	Ca	40.1
Na	23	Br	79.9	Sr	87.6
K	39.1	I	126.9	Ba	137.3

Atomic mass

S. No.	Element	Atomic Mass	Mean of I and III
1.	I. Lithium II. Sodium III. Potassium	7 23 39	$\frac{7+39}{2} = 23$ $\frac{46}{2}$
2.	I. Calcium II. Strontium III. Barium	40 88 137	$\frac{40+137}{2} = 88.5$
3.	I. Chlorine II. Bromine III. Iodine	35.5 80 127	$\frac{35.5+127}{2} = 81.25$

© AASC / MISSION IMPOSSIBLE / TNPSC / GA

Newlands' Law of Octaves நியூலண்ட் எண்ம விதி

In 1864 (1866), John Newlands arranged 56 known elements in the increasing order of their atomic mass. He observed that every eighth element had properties similar to those of the first element like the eighth note in an octave of music is similar to the first. This arrangement was known as 'law of octaves'.

1864 -ல் J. நியூலண்ட் என்பவர் தனிமங்களை வகைப்படுத்தும் பொருட்டு, எண்ம விதியினை முன் மொழிந்தார். தனிமங்களை அவற்றின் அணு நிறைகளின் ஏறுவரிசையில் அமைக்கும் போது, ஒவ்வொரு எட்டாவது தனிமத்தினுடைய பண்பும், முதலாவது தனிமத்தின் பண்புடன் ஒத்திருந்தது. இவ்விதி கால்சியம் வரையிலான இலேசான தனிமங்களுக்கு மட்டுமே சரியாக பொருந்தியது. இந்த ஏற்பாடு 'ஆக்டேவ்களின் சட்டம்' என்று அறியப்பட்டது.

The octave of Indian music system is sa, re, ga, ma, pa, da, ni, sa. The first and last notes of this octave are same i.e. sa. Likewise, in the Newlands' table of octaves, the element 'F' is eighth from the element 'H', thus they have similar properties.

இந்திய இசை அமைப்பின் எண்கணிதம் sa, re, ga, ma, pa, da, ni, sa.

**இந்த எண்மத்தின் முதல் மற்றும் கடைசி குறிப்புகள் ஒரே
மாதிரியானவை, அதாவது sa. அதேபோல், நியூலேண்ட்ஸின்
ஆக்டேவ் அட்டவணையில், 'F' உறுப்பு 'H' தனிமத்திலிருந்து
எட்டாவது இடத்தில் உள்ளது, எனவே அவை ஒத்த பண்புகளைக்
கொண்டுள்ளன**

Newlands' Law of Octaves

H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca				

© AASC / MISSION IMPOSSIBLE / TRAINING

Mendeleev's Periodic Table

மெண்டெலீவின் தனிம வரிசை அட்டவணை

In 1869, Russian chemist, Dmitri Mendeleev observed that the elements of similar properties repeat at regular intervals when the elements are arranged in the order of their atomic masses.

1869 இல், இரஷிய வேதியலாளர் டிமிட்ரி மெண்டெலீவ் தனிமங்களின் பண்புகள், அவை அணு நிறையின் அடிப்படையில் அடுக்கப்படும்போது ஒரு குறிப்பிட்ட இடைவெளிக்குப் பிறகு மறுபடியும் வருவதைக் கண்டறிந்தார். இதன் அடிப்படையில் இவர் தனிம ஆவர்த்தன விதியை உருவாக்கினார்.

Based on this, he proposed the law of periodicity which states that **“the physical and chemical properties of the elements are the periodic functions of their atomic masses”**.

He arranged 56 elements known at that time according to his law of periodicity. This was best known as the short form of periodic table.

இந்த விதி "தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகள் அவற்றின் அணுநிறைகளை பொருத்து ஆவர்த்தன முறையில் மாற்றம் அடைகிறது" எனக் கூறுகிறது. இவர் அந்த நேரத்தில் அறியப்பட்ட 56 தனிமங்களை இந்த விதியின் அடிப்படையில் அமைத்தார். இது தனிம அட்டவணையின் சுருக்கம் எனப்படுகிறது

Features of Mendeleev's Periodic Table

மெண்டெலீவ் தனிம வரிசை அட்டவணையின் சிறப்புகள்

It has eight vertical columns called 'groups' and seven horizontal rows called 'period'.

இதில் எட்டு நீண்ட செங்குத்து தொகுதிகளும் ஏழு கிடைமட்ட தொடர்களும் காணப்படுகின்றன.

Each group has two subgroups 'A' and 'B'. All the elements appearing in a group were found to have similar properties.

தொடர்கள் ஒவ்வொரு தொகுதிக்கும் இரண்டு துணைத் தொகுதிகள் A மற்றும் B உண்டு. ஒரு தொகுதியில் காணப்படும் எல்லா தனிமங்களும் ஒத்த பண்பினைப் பெற்றிருக்கும்

The atomic mass of beryllium was known to be 14. Mendeleev reassessed it as 9 and assigned beryllium a proper place.

எ.கா. முதலில் பெரிலியத்தின் அணு நிறை 14 என அறியப்பட்டது இதை மெண்டெலீவ் மறுபடியும் ஆராய்ந்து அணு நிறை 9 எனக் கண்டறிந்து சரியான தொகுதியில் அதை வைத்தார்.

Columns were left vacant for elements which were not known at that time and their properties also were predicted. This gave motivation to experiment in Chemistry.

அந்த நேரத்தில் கண்டுபிடிக்கப்படாத தனிமங்களுக்கு என்று அட்டவணையின் பத்தியில் இடம் விடப்பட்டது. அவற்றின் பண்புகள் கூட முன்னறியப்பட்டதாக அமைந்தது. இது வேதியியல் ஆராய்ச்சியை இன்னும் தூண்டுவதாக அமைந்தது

Mendeleev gave names Eka Aluminium and Eka Silicon to those elements which were to be placed below Aluminium and Silicon respectively in the periodic table and predicted their properties. The discovery of Germanium later on, during his life time, proved him correct.

எ.கா. மெண்டெலீவ், அலுமினியம் மற்றும் சிலிகானுக்குக் கீழே வரக்கூடிய தனிமங்களுக்கு எகா அலுமினியம் மற்றும் எகா சிலிகான் எனப் பெயரிட்டார். மேலும் அவற்றின் பண்புகள் இவ்வாறுதான் இருக்கும் என முன்னறிவித்தார். அவரது காலத்திலேயே பின்னர் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட ஜெர்மானியம் அவரின் கூற்று சரி என நிரூபித்தது.

Limitations குறைபாடுகள்

Elements with large difference in properties were included in the same group. Eg: Hard metals like copper (Cu) and silver (Ag) were included along with soft metals like sodium (Na) and potassium (K).

பண்புகளில் அதிக வேறுபாடுள்ள தனிமங்களும் ஒரே தொகுதியில் வைக்கப்பட்டன. எ.கா: கடின உலோகங்களாகிய செம்பு மற்றும் வெள்ளி, மென் உலோகங்களாகிய சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியத்தோடு ஒரே தொகுதியில் வைக்கப்பட்டன.

No proper position could be given to the element hydrogen. Non-metallic hydrogen was placed along with metals like lithium (Li), sodium (Na) and potassium (K).

ஹைட்ரஜனுக்கு என்று ஒரு தனி இடம் கொடுக்கப்பட முடியவில்லை. அலோகமாகிய ஹைட்ரஜன், மென் உலோகங்களாகிய லித்தியம், சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியம் போன்றவற்றுடன் ஒரே தொகுதியில் வைக்கப்பட்டன.

The increasing order of atomic mass was not strictly followed throughout. Eg. Co & Ni, Te & I.

கூடிக்கொண்டே செல்லும் அணு நிறை எனும் விதியை சில வேளைகளில் கடைபிடிக்க முடியவில்லை. எ.கா: Co & Ni, Te & I

No place for isotopes in the periodic table.

ஐசோடோப்புகளுக்கு தனியாக இடம் ஒதுக்கப்படவில்லை

Co
Ni
Te
I

Periodic Table of Elements
based on Mendeleev's Periodic Law

0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
He 4.00	H 1.01	Li 6.94	Be 9.01	B 10.8	C 12.0	N 14.0	O 16.0	F 19.0			
Ne 20.2	Na 23.0	Mg 24.3	Al 27.0	Si 28.1	P 31.0	S 32.1	Cl 35.5				
Ar 40.0	K 39.1	Ca 40.1	Sc 45.0	Ti 47.9	V 50.9	Cr 52.0	Mn 54.9	Fe 55.9	Co 58.9	Ni 58.7	
Kr 83.8	Cu 63.5	Zn 65.4	Ga 69.7	Ge 72.6	As 74.9	Se 79.0	Br 79.9	Ru 101	Rh 103	Pd 106	
Xe 131	Rb 85.5	Sr 87.6	Y 88.9	Zr 91.2	Nb 92.9	Mo 95.9	Tc (99)	Ru 101	Rh 103	Pd 106	
	Ag 108	Cd 112	In 115	Sn 119	Sb 122	Te 128	I 127	Os 194	Ir 192	Pt 195	
Rn (222)	Ce 133	Ba 137	La 139	Hf 179	Ta 181	W 184	Re 180	Os 194	Ir 192	Pt 195	
	Au 197	Hg 201	Tl 204	Pb 207	Bi 209	Po (210)	At (210)				
	Fr (223)	Ra (226)	Ac (227)	Th 232	Pa (231)	U 238					

Dobereiner's triads
 Known to Mendeleev
 Lanthanide series
 Actinide series
 Known to Ancients

Modern Periodic Law நவீன ஆவர்த்தன விதி

Henry Moseley, a British scientist in 1912, discovered a new property of elements called atomic number, which provided a better basis for the periodic arrangement of the elements.

1912 ஆம் ஆண்டில் பிரிட்டிஷ் விஞ்ஞானி ஹென்றி மோஸ்லி, அணு எண் எனப்படும் தனிமங்களின் புதிய பண்புகளைக் கண்டுபிடித்தார், இது தனிமங்களின் கால ஏற்பாட்டிற்கு சிறந்த அடிப்படையை வழங்கியது

It is a well-known fact that atomic number of an element is equal to the number of protons or the number of electrons present in the neutral atom of an element.

ஒரு தனிமத்தின் அணு எண் என்பது ஒரு தனிமத்தின் நடுநிலை அணுவில் இருக்கும் புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை அல்லது எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கைக்கு சமம் என்பது அனைவரும் அறிந்த உண்மை

Atomic Number

1912

Henry Moseley

The periodic law which states that “The physical and chemical properties of the elements are the periodic functions of their atomic numbers”.

“தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகள், அவற்றின் அணு எண்களைச் சார்ந்து அமையும்” என்று கூறும் நவீன ஆவர்த்தன விதி /

MODERN PERIODIC TABLE நவீன ஆவர்த்தன அட்டவணை

The modern periodic table is a tabular arrangement of elements in periods and groups, highlighting the regular repetition of properties of the elements.

நவீன ஆவர்த்தன அட்டவணை என்பது தொடர்கள் மற்றும் தொகுதிகளில் உள்ள தனிமங்களின் அட்டவணை அமைப்பாகும், இது தனிமங்களின் பண்புகளின் தொடர்ச்சியாக ஒன்றுபோல் அமைந்துள்ளதை எடுத்துக்காட்டுகிறது.

Features of Periods தொடர்களின் சிறப்பம்சங்கள்

The horizontal rows are called periods. There are seven periods in the periodic table.

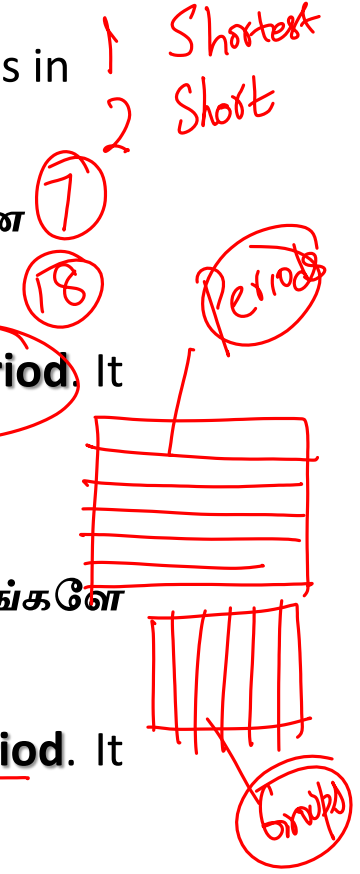
தனிமங்களின் கிடை மட்ட வரிசைகள் தொடர்களாகும். ஆவர்த்தன அட்டவணையில் மொத்தம் ஏழு தொடர்கள் உள்ளன.

First period (Atomic number 1 and 2): This is the **shortest period**. It contains only two elements (Hydrogen and Helium)

முதலாம் தொடர் (அணு எண் 1 மற்றும் 2) இத்தொடர் மிகச்சிறிய தொடராகும். இதில் ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஹீலியம் எனும் 2 தனிமங்களே உள்ளன.

Second period (Atomic number 3 to 10): This is a **short period**. It contains eight elements (Lithium to Neon)

இரண்டாம் தொடர் (அணு எண் 3 லிருந்து 10 வரை) இது சிறிய தொடராகும். இதில் 'Li' யிலிருந்து 'Ne' வரை 8 தனிமங்கள் உள்ளன.



Third period (Atomic number 11 to 18): This is also a **short period**. It contains **eight elements** (Sodium to Argon).

மூன்றாம் தொடர் இதுவும் ஒரு சிறிய தொடராகும். (அணு எண் 11 லிருந்து 18 வரை) இதில் 'Na' யிலிருந்து 'Ar' வரை 8 தனிமங்கள் உள்ளன.

Fourth period (Atomic number 19 to 36): This is a **long period**. It contains **eighteen elements** (Potassium to Krypton). This includes **8 representative elements** and **10 transition elements**.

நான்காம் தொடர் (அணு எண் 19 லிருந்து 36 வரை)

இது ஒரு நீண்ட தொடராகும். இதில் "K" யிலிருந்து, "Kr" வரை, 18 தனிமங்கள் உள்ளன. இவற்றில் 8 பிரதிநிதித்துவ தனிமங்களும், 10 இடைநிலைத் தனிமங்களும் உள்ளன.

Fifth period (Atomic number 37 to 54): This is also a long period. It contains 18 elements (Rubidium to Xenon). This includes 8 representative elements and 10 transition elements.

ஐந்தாம் தொடர் (அணு எண் 37 லிருந்து, 54 வரை) இதுவும் ஒரு நீண்ட தொடராகும். இதில் Rb லிருந்து Xe வரை 18 தனிமங்கள் உள்ளன. இவற்றில் 8 பிரதிநிதித்துவ தனிமங்களும், 10 இடைநிலைத் தனிமங்களும் உள்ளன.

Sixth period (Atomic number 55 to 86): This is the longest period. It contains 32 elements (Caesium to Radon). This includes 8 representative elements, 10 transition elements and 14 inner transition elements (Lanthanides).

ஆறாம் தொடர் (அணு எண் 55 லிருந்து 86 வரை) இது மிக நீண்ட தொடராகும். இதில் 'Cs' லிருந்து, 'Rn' வரை 32 தனிமங்கள் உள்ளன. இவற்றுள் 8 பிரதிநிதித்துவ தனிமங்கள், 10 இடைநிலைத் தனிமங்கள் மற்றும் 14 உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள் (லாந்தனடுகள்) என ஆகும்

Seventh period (Atomic number 87 to 118): Like the sixth period, this period also accommodates 32 elements. Recently 4 elements have been included by IUPAC.

ஏழாம் தொடர் (அணு எண் 87 லிருந்து, 118 வரை) ஆறாம் தொடரைப் போல, இதுவும் 32 தனிமங்கள் கொண்டது. சமீபத்தில், நான்கு தனிமங்கள் அட்டவணையில் IUPAC ஆல் உட்படுத்தப்பட்டன.

Features of Groups தொகுதிகளின் சிறப்பம்சங்கள்

The vertical columns in the periodic table starting from top to bottom are called groups.

ஆவர்த்தன அட்டவணையில் மேலிருந்து கீழாக வரிசைப்படுத்தப்பட்ட தனிமங்கள், தொகுதிகள் எனப்படும்

There are 18 groups in the periodic table.

அட்டவணையில் மொத்தம் 18 தொகுதிகள் உள்ளன.

செய்தி

Based on the common characteristics of elements in each group, they can be grouped as various families.

தனிமங்களின் பொதுவான சிறப்பியல்புகளை வைத்து வெவ்வேறு குடும்பங்களாகத் தொகுக்கப்பட்டுள்ளன.

Group Number / தொகுதி எண் Family / குடும்பம்

<u>1</u>	Alkali Metals / கார உலோகங்கள்
<u>2</u>	Alkaline earth metals / காரமண் உலோகங்கள்
<u>3 to 12</u>	Transition metals / இடைநிலை உலோகங்கள்
<u>13</u>	Boron Family / போரான் குடும்பம்
<u>14</u>	Carbon Family / கார்பன் குடும்பம்
<u>15</u>	Nitrogen Family / நைட்ரஜன் குடும்பம்
<u>16</u>	Oxygen Family (or) Chalcogen family ஆக்ஸிஜன் (அ) சால்கோஜன் குடும்பம்
<u>17</u>	Halogens / ஹாலஜன்கள் / உப்பீனிகள்
<u>18</u>	Noble gases / அரிய வாயு / மந்த வாயு

The Lanthanides and Actinides, which form part of Group 3 are called inner transition elements.

தொகுதி 3 ன் அங்கமாகத் திகழும், லாந்தனைடு மற்றும் ஆக்டினைடுகள் உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள் என அழைக்கப்படும்.

Except 'group 18', all the elements present in each group have the same number of electrons in their valence shell and thus have the same valence.

18வது தொகுதியைத் தவிர, மற்ற தொகுதிகளில் உள்ள தனிமங்களின் வெளிக்கூட்டில், ஒத்த எண்ணிக்கை உள்ள எலக்ட்ரான்களும், ஒத்த இணைதிறனும் பெற்றிருக்கும்.

For example, all the elements of group 1 have one electron in their valence shells. So, the valence of all the alkali metals is '1'.

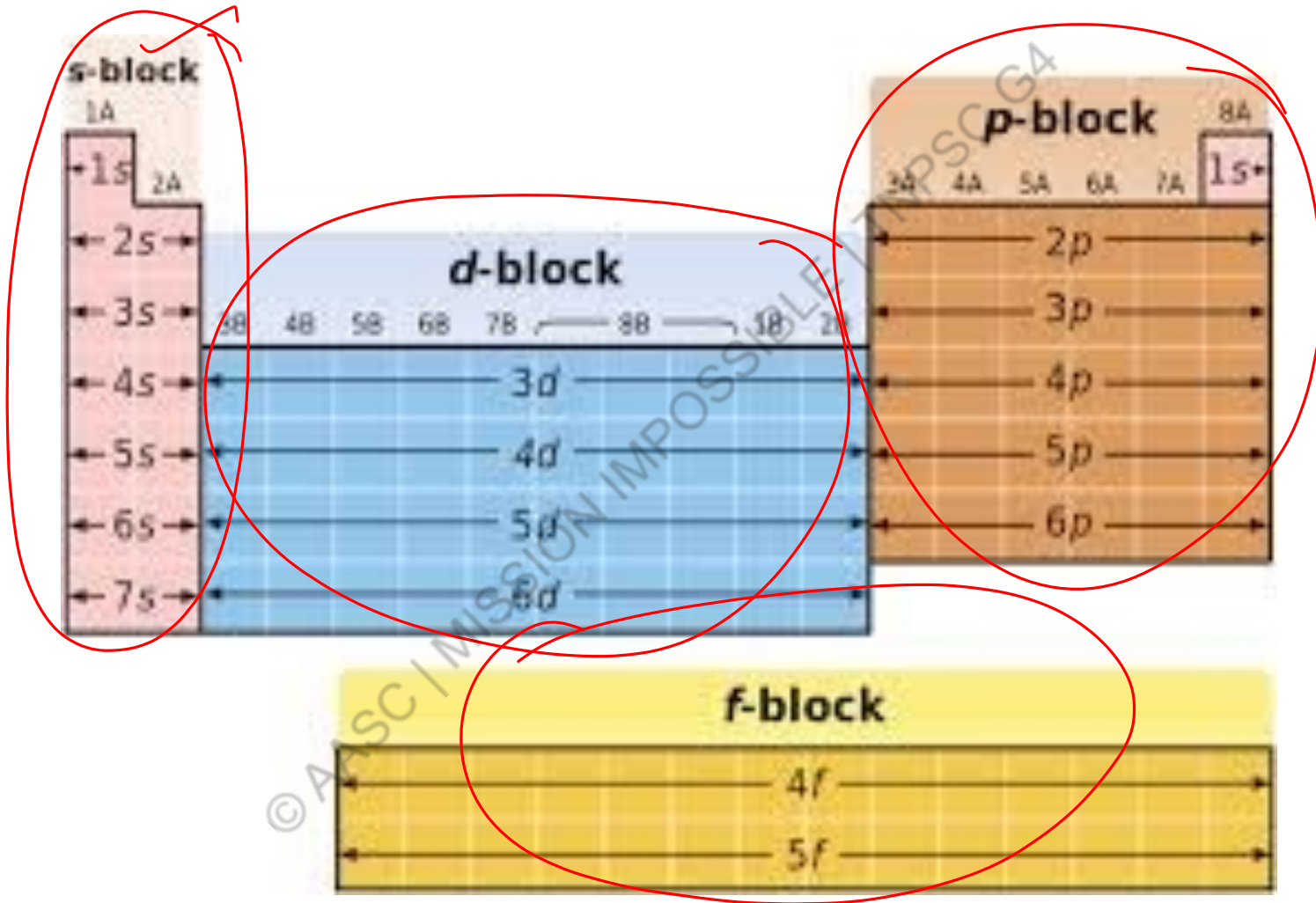
எடுத்துக்காட்டாக, தொகுதி 1 ல் உள்ள தனிமங்கள் வெளி ஆற்றல் மட்டத்தில் ஒரு எலக்ட்ரான் மட்டும் பெற்றிருப்பதால், கார உலோகத் தனிமங்களின் இணைதிறன் 1 ஆகும்.

As the elements present in a group have identical valence shell electronic configurations, they possess similar chemical properties. The physical properties of the elements in a group such as melting point, boiling point and density vary gradually.

ஒத்த தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் ஒத்த எலக்ட்ரான் அமைப்புகளைப் பெற்று, ஒத்த வேதிப்பண்புகளோடு திகழும். இயல் பண்புகளான, உருகுநிலை, கொதிநிலை மற்றும் அடர்த்தி ஆகியன சீராக மாறுபடும்.

The atoms of the 'group 18' elements have stable electronic configuration in their valence shells and hence they are unreactive.

18வது தொகுதித் தனிமங்கள், நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பை வெளிக்கூட்டில் பெற்றிருப்பதால், வினையுறா தன்மையைப் பெற்றிருக்கும்.



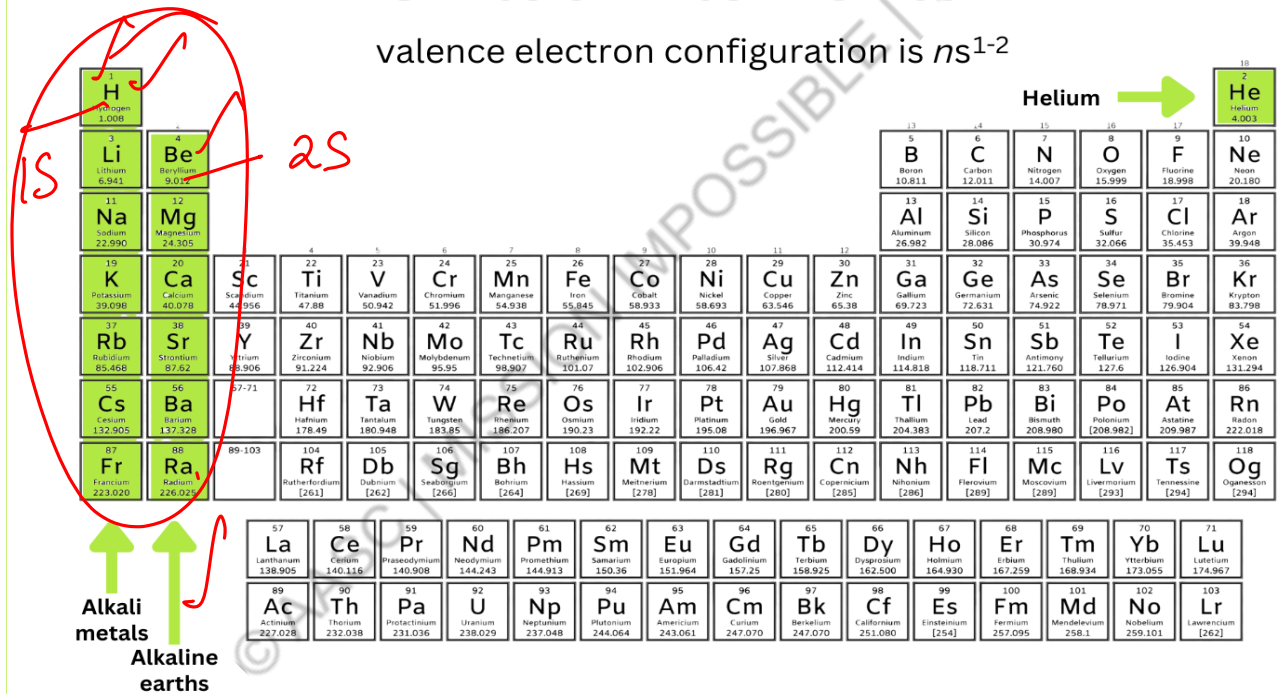
- **s – BLOCK ELEMENTS** s -தொகுதி தனிமங்கள்
- The elements in Groups 1 and 2 of the modern periodic table are referred to as s-block elements because they are grouped together.
- நவீன தனிமஅட்டவணையின் தொகுதிகள் 1 மற்றும் 2 இல் உள்ள தனிமங்கள் s-தொகுதி தனிமங்கள் என குறிப்பிடப்படுகின்றன, ஏனெனில் அவை ஒன்றாக தொகுக்கப்பட்டுள்ளன.
- In the s-subshell of a s block element, there are two types of s block elements that can exist: elements with a single electron (1s) and elements with two electrons (2s).
- ஒரு s தொகுதி தனிமத்தின் s-உள்ளாற்றல்மட்டத்தில் இரண்டு வகையான s தொகுதி தனிமங்கள் இருக்கலாம்: ஒற்றை எலக்ட்ரான் (1s) மற்றும் இரண்டு எலக்ட்ரான்கள் (2s) கொண்ட s-தொகுதி தனிமங்கள்.

ALKALI METALS
கார உலோகங்கள்

ALKALINE EARTH METALS
காரமண் உலோகங்கள்

S Block Elements

valence electron configuration is ns^{1-2}



S – BLOCK ELEMENTS

1 H Hydrogen 1.008	
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012
11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078
37 Rb Rubidium 84.468	38 Sr Strontium 87.62
55 Cs Cesium 132.905	56 Ba Barium 137.327
87 Fr Francium 223.020	88 Ra Radium 226.025

p-block elements: p-தொகுதி தனிமங்கள்

- The elements present in group 13 to 18 are called p block elements .
- தொகுதி 13 முதல் 18 வரை உள்ள தனிமங்கள் p தொகுதி தனிமங்கள் எனப்படும்
- Each group of p-block elements is recognized by its first element.
- p - தொகுதி தனிமங்களின் ஒவ்வொரு தொகுதி அதன் முதல் தனிமத்தின் மூலம் அங்கீகரிக்கப்படுகிறது.

- Group 13 is called Boron Family,
- தொகுதி 13 போரான் குடும்பம்,
- Group 14 is called Carbon Family,
- தொகுதி 14 கார்பன் குடும்பம்,
- Group 15 is called Nitrogen Family,
- தொகுதி 15 நைட்ரஜன் குடும்பம்
- Group 16 is called Oxygen Family,
- தொகுதி 16 ஆக்ஸிஜன் குடும்பம்,
- Group 17 is called Halogen or fluorine Family,
- தொகுதி 17 ஹாலோஜன் அல்லது ஃப்ளோரின் குடும்பம்
- Group 18 is called Noble Gas Family or Neon Family
- 18 தொகுதி மந்த வாயுக்கள் குடும்பம் அல்லது நியான் குடும்பம்

d block elements: d-தொகுதி தனிமங்கள்

- The d-block elements are found in groups 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, and 12 of the periodic table.
- d-தொகுதி தனிமங்கள் நவீன தனிம அட்டவணை யின்
- 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 மற்றும் 12 ஆகிய தொகுதிகளில் காணப்படுகின்றன;
- d-block elements are also known as the transition elements.
- இத் தொகுதி தனிமங்களை நாம் இடைநிலை தனிமங்கள் என்றும் அழைக்கின்றோம்

3 to 12

d - Block Elements

3d →	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn
4d →	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd
5d →	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg
6d →	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub

58 Ce <small>Cerium</small>	59 Pr <small>Praseodymium</small>	60 Nd <small>Niodymium</small>	61 Pm <small>Promethium</small>	62 Sm <small>Samarium</small>	63 Eu <small>Europium</small>	64 Gd <small>Gadolinium</small>	65 Tb <small>Terbium</small>	66 Dy <small>Dysprosium</small>	67 Ho <small>Holmium</small>	68 Er <small>Erbium</small>	69 Tm <small>Thulium</small>	70 Yb <small>Ytterbium</small>	71 Lu <small>Lutetium</small>
90 Th <small>Thorium</small>	91 Pa <small>Protactinium</small>	92 U <small>Uranium</small>	93 Np <small>Neptunium</small>	94 Pu <small>Plutonium</small>	95 Am <small>Americium</small>	96 Cm <small>Curium</small>	97 Bk <small>Berkelium</small>	98 Cf <small>Californium</small>	99 Es <small>Einsteinium</small>	100 Fm <small>Fermium</small>	101 Md <small>Mendelevium</small>	102 No <small>Nobelium</small>	103 Lr <small>Lanthanum</small>

f block elements: f-தொகுதி தனிமங்கள்

- f block elements are found outside at the bottom of the periodic table.
- f-தொகுதி தனிமங்கள் நவீன தனிமஅட்டவணையின் கீழே வெளியே காணப்படுகின்றன.
- The name f- blocks because the last electron enters into the f-orbital of the anti-penultimate shell.
- கடைசி எலக்ட்ரான் கடைசிக்கு முந்தைய உள்ளாற்றல் மட்டத்தில் நுழைவதால் இவற்றை, f-தொகுதி தனிமங்கள் என்று அழைக்கின்றோம்.
- F block elements are divided into two series, namely lanthanides and actinides.
- f-தொகுதி தனிமங்கள் லாந்தனைடுகள் மற்றும் ஆக்டினைடுகள் என இரண்டு தொடர்களாக பிரிக்கப்பட்டுள்ளன.

- The two series of inner transition elements that are 4f and 5f series are known as lanthanides and actinides respectively.
- 4f மற்றும் 5f தொடர்களில் உள்ள உள் இடைநிலை தனிமங்களை உள்ளடக்கிய இரண்டு தொடர்களை முறையே லாந்தனைடுகள் மற்றும் ஆக்டினைடுகள் என அழைக்கப்படுகின்றன.
- The lanthanides are generally considered to be elements with atomic numbers 58-71 (lanthanum to lutetium).
- லாந்தனைடுகள் பொதுவாக அணு எண்கள் 58-71 (லாந்தனம் முதல் லூசியம் வரை) கொண்ட தனிமங்களாகக் கருதப்படுகின்றன.
- The actinides are generally considered to be elements with atomic numbers 89-103 (actinium to lawrencium).
- ஆக்டினைடுகள் பொதுவாக அணு எண்கள் 89-103 (ஆக்டினியம் முதல் லாரன்சியம் வரை) கொண்ட தனிமங்களாகக் கருதப்படுகின்றன.

Group 1											Group 18							
Period 1	H Hydrogen											He Helium						
Period 2	Li Lithium	Be Beryllium											B Boron	C Carbon	N Nitrogen	O Oxygen	F Fluorine	Ne Neon
Period 3	Na Sodium	Mg Magnesium											Al Aluminium	Si Silicon	P Phosphorus	S Sulfur	Cl Chlorine	Ar Argon
Period 4	K Potassium	Ca Calcium	Sc Scandium	Ti Titanium	V Vanadium	Cr Chromium	Mn Manganese	Fe Iron	Co Cobalt	Ni Nickel	Cu Copper	Zn Zinc	Ga Gallium	Ge Germanium	As Arsenic	Se Selenium	Br Bromine	Kr Krypton
Period 5	Rb Rubidium	Sr Strontium	Y Yttrium	Zr Zirconium	Nb Niobium	Mo Molybdenum	Tc Technetium	Ru Ruthenium	Rh Rhodium	Pd Palladium	Ag Silver	Cd Cadmium	In Indium	Sn Tin	Sb Antimony	Te Tellurium	I Iodine	Xe Xenon
Period 6	Cs Cesium	Ba Barium		Hf Hafnium	Ta Tantalum	W Tungsten	Re Rhenium	Os Osmium	Ir Iridium	Pt Platinum	Au Gold	Hg Mercury	Tl Thallium	Pb Lead	Bi Bismuth	Po Polonium	At Astatine	Rn Radon
Period 7	Fr Francium	Ra Radium		Rf Rutherfordium	Db Dubnium	Sg Seaborgium	Bh Bohrium	Hs Hassium	Mt Meitnerium	Ds Darmstadtium	Rg Roentgenium	Cn Copernicium	Nh Nihonium	Fl Flerovium	Mc Moscovium	Lv Livermorium	Ts Tennessine	Og Oganesson

d-block
D-block
Transition
Block

Lanthanide

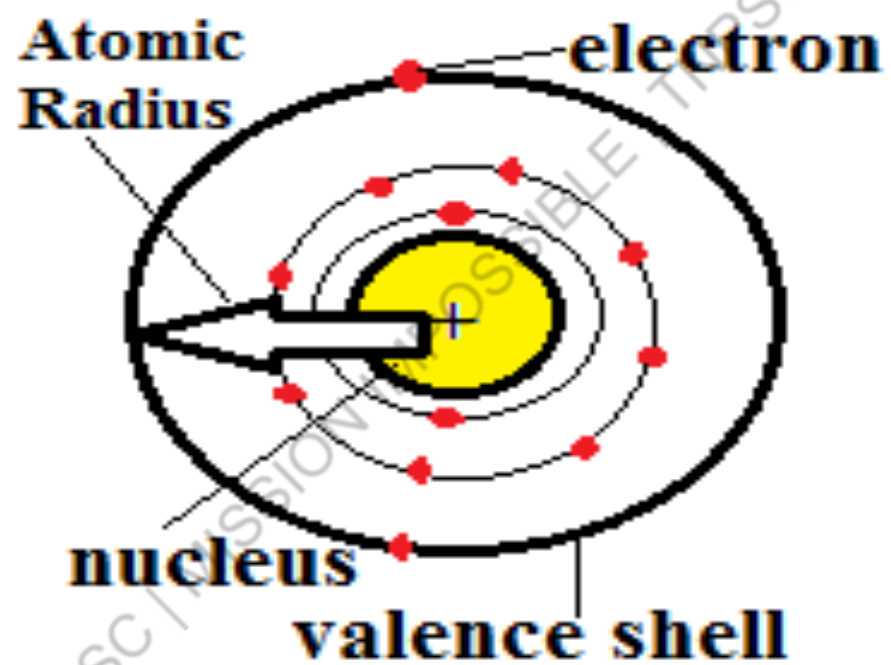
Actinides

La Lanthanum	Ce Cerium	Pr Praseodymium	Nd Neodymium	Pm Promethium	Sm Samarium	Eu Europium	Gd Gadolinium	Tb Terbium	Dy Dysprosium	Ho Holmium	Er Erbium	Tm Thulium	Yb Ytterbium	Lu Lutetium
Ac Actinium	Th Thorium	Pa Protactinium	U Uranium	Np Neptunium	Pu Plutonium	Am Americium	Cm Curium	Bk Berkelium	Cf Californium	Es Einsteinium	Fm Fermium	Md Mendelevium	No Nobelium	Lr Lawrencium

f block

Periodic properties ஆவர்த்தன பண்புகள்

- Atomic radius is the distance from the nucleus of an atom to the outermost orbital of its electrons.
- அணு ஆரம் என்பது ஒரு அணுவின் உட்கருவிற்கும் இணைத்திறன் எலக்ட்ரானுக்கும் இடைப்பட்ட தொலைவை நாம் அணு ஆரம் என்று அழைக்கின்றோம்
- It's a measure of the size of an atom.
- இது ஒரு அணுவின் அளவைக் குறிக்கும் அளவீடு



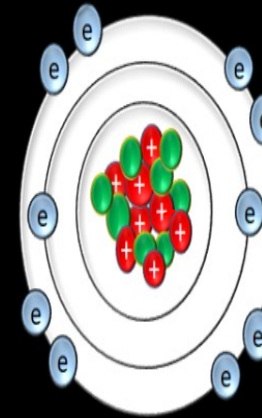
IONIC RADIUS அயனி ஆரம்

- Ions are formed when an atom loses or gains electrons.
- ஒரு அணு எலக்ட்ரான்களை இழக்கும்போது அல்லது பெறும்போது அயனிகள் உருவாகின்றன
- When an atom loses an electron it forms a cation and when it gains an electron it becomes an anion.
- ஒரு அணு ஒரு எலக்ட்ரானை இழக்கும்போது அது ஒரு நேர்மின்சுமை கொண்ட அயனியாக மாற்றம் அடைகிறது மற்றும் ஒரு எலக்ட்ரானைப் பெறும்போது அது ஒரு எதிர்மின் அயனியாக மாற்றம் அடைகிறது.

What is an ion?

An ion is an atom or molecule that has a net electrical charge.

Reason:

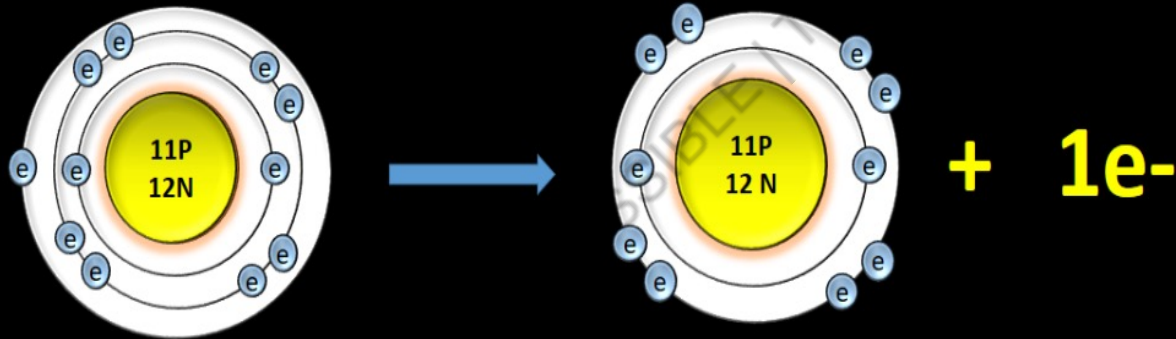


No of protons \oplus = No of electrons \ominus (Neutral Atom)

No of protons \oplus \neq No of electrons \ominus (Ion)

Examples of **Cation**:

Sodium ion Na^+ Formation



Sodium atom 2,8,1
Na

+ NO OF PROTONS (+) = 11

e NO OF ELECTRONS (-) = 11

Net Charge = 0

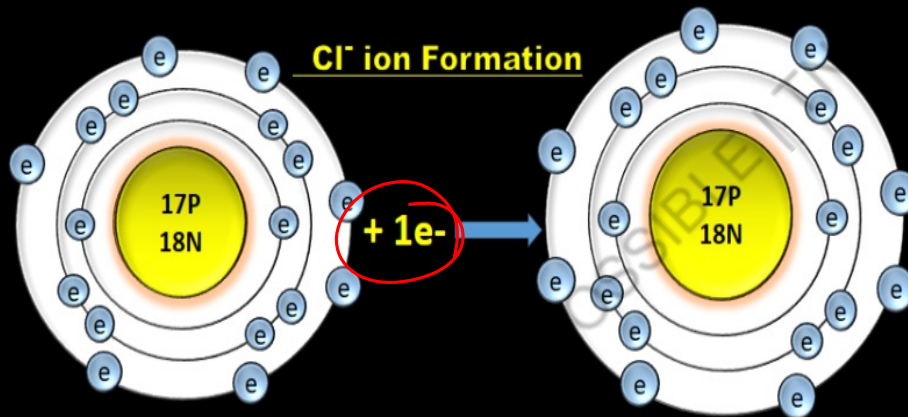
Sodium ion (2,8)⁺
 Na^+

+ NO OF PROTONS (+) = 11

e NO OF ELECTRONS (-) = 10

Net Charge = +1

Examples of Anion:



Chlorine atom 2,8,7
Cl

+ NO OF PROTONS (+) = 17

e NO OF ELECTRONS (-) = 17

Net Charge = 0

Chloride ion (2,8,8)⁻
Cl⁻

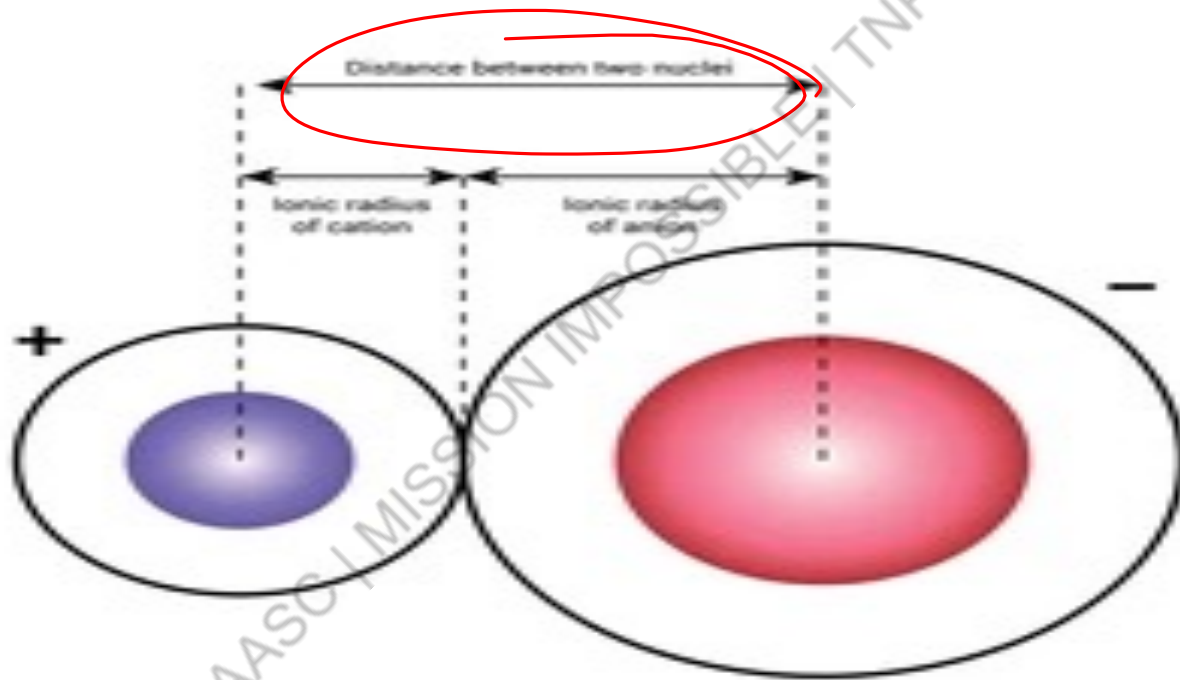
+ NO OF PROTONS (+) = 17

e NO OF ELECTRONS (-) = 18

Net Charge = -1

- The Ionic radius can be described as the distance between the nucleus of an ion and the outermost shell of the ion.
- அயனி ஆரம் ஒரு அயனியின் உட்கருவிற்கும் இணைத்திறன் ஆற்றல் மட்டத்திற்கும் இடைப்பட்ட தொலைவை நாம் அயனி ஆரம் என்று அழைக்கின்றோம்

Ionic Radius



Ionization energy அயனியாக்கும் ஆற்றல்.

- The amount of energy required to liberate the most loosely bound electrons from the outermost shell of an isolated gaseous atom of an element is called ionization energy.
- ஒரு தனிமத்தின் தனிமைப்படுத்தப்பட்ட வாயு அணுவின் வெளிப்புற ஆற்றல் மட்டத்தில் இருந்து மிகவும் தளர்வாக பிணைக்கப்பட்ட எலக்ட்ரான்களை விடுவிக்க தேவையான ஆற்றலின் அளவு அயனியாக்குகம் ஆற்றல் என்று அழைக்கப்படுகிறது.

Ionization Energy

