

Atoom

Leerplannen

LP chemie 3e graad ASO GO

- 1.1 – Uitbreiding van het atoommodel
- 1.1.1 – aan de hand van energieniveaus uitleggen hoe een atoom energie kan opnemen en uitzenden;
- 1.1.2 – aan de hand van het lijnspectrum van een atoom uitleggen dat de energieniveaus gekwantiseerd zijn;
- 1.1.3 – een onderscheid maken tussen het hoofd-energieniveau, het subniveau, het magnetisch deelniveau en de spin van een elektron en deze niveaus beschrijven met de kwantumgetallen n , l , m_l en m_s ;
- 1.1.4 – een overzicht van de energieniveaus van een atoom geven;
- 1.1.5 – de verbodsregel van Pauli toepassen;
- 1.1.6 – de elektronenconfiguraties van de elementen voorstellen met pijltjes in vakjes die rekening houden met de kwantum-getallen en de regel van Hund en deze configuraties schrijven met vermelding van s , p , d en f per schil;
- 1.1.7 – het verband tussen deze elektronen-configuraties en de opbouw van het periodiek systeem beschrijven;
- 1.2 – Golfkarakter van het elektron
- 1.2.1 – de betekenis van het golfkarakter van een elektron uitleggen;
- 1.2.2 – uitleggen dat de plaats en de snelheid van een elektron niet tegelijkertijd nauwkeurig kunnen bepaald worden;
- 1.3 – Atoomorbitalen
- 1.3.1 – aangeven dat de aantrefkans van een elektron in een bepaald gebied rond de kern nooit 100% bedraagt;
- 1.3.2 – aangeven dat de aantrefkans van een elektron volgens verschillende richtingen vanuit de kern niet in alle gevallen even groot is;
- 1.3.3 – een atoomorbitaal kenschetsen als een voorstelling van de aantrefkans (waarschijnlijkheidsverdeling) van een elektron in een atoom;
- 1.3.4 – s -orbitalen kenschetsen als bolvormige volumes met een even grote aantrefkans volgens alle richtingen;
- 1.3.5 – p -orbitalen kenschetsen als haltervormige volumes met een aantrefkans die het grootst is volgens een x -, y -, of z -as;
- 2.1.1 – een covalente binding kenschetsen als een atoombinding die tot stand komt door middel van een gemeenschappelijk elektronenpaar tussen twee atomen;
- 2.2.2 –
het verband leggen tussen de ruimtelijke structuur van moleculen zoals experimenteel vastgesteld en de hybridisatie bij het koolstofatoom voor: tetraëderstructuur, vlakke structuur en lineaire structuur
- 8.1.2 – besluiten dat als de oxidatietrap van een atoom daalt, respectievelijk stijgt, het atoom gereduceerd, respectievelijk geoxideerd wordt;

LP Chemie 3e gr ASO (Bijzondere wetenschappelijke vorming) GO

- (LP)1.1 – aan de hand van energieniveaus uitleggen hoe een atoom energie kan opnemen en uitzenden.
aan de hand van het lijnspectrum van een atoom uitleggen dat de energieniveaus gekwantiseerd zijn.
een onderscheid maken tussen het hoofd-energieniveau, het subniveau, het magnetisch deelniveau en de spin van een elektron en deze niveaus beschrijven met de kwantumgetallen n , l , m_l en m_s .
een overzicht van de energieniveaus van een atoom geven.
de verbodsregel van Pauli toepassen.
de elektronenconfiguraties van de elementen voorstellen met pijltjes in vakjes die rekening houden met de kwantumgetallen en de regel van Hund en deze configuraties schrijven met vermelding van s , p , d en f per schil
- (LP)1.2 – het verband tussen de atoombouw en de rangschikking van de elementen in het periodiek systeem aangeven.
de indeling van de elementen in perioden en in groepen kenschetsen.
- 8.1.1 –
zoeken of in een reactie de oxidatietrap van atomen verandert en besluiten of de reactie een redoxreactie is. besluiten dat als de oxidatietrap van een atoom daalt, respectievelijk stijgt, het atoom gereduceerd, respectievelijk geoxideerd wordt.
aantonen dat de reductie van atomen van een element steeds gepaard gaat met de oxidatie van andere atomen van een (meestal ander) element. redoxvergelijkingen opstellen vertrekkende van de gegevens van het experiment. in een gegeven redoxvergelijking de betrokken deeltjes, op basis van de elektronenoverdracht, identificeren als oxidator of als reductor.
redoxvergelijkingen opstellen voor reacties in zuur en in basisch midden.

LP chemie 3e graad ASO GO

- 1 – aan de hand van energieniveaus uitleggen hoe een atoom energie kan opnemen en uitzenden;
- 2 – aan de hand van het lijnspectrum van een atoom uitleggen dat de energieniveaus gekwantiseerd zijn;
- 3 – een onderscheid maken tussen het hoofd-energieniveau, het subniveau, het magnetisch deelniveau en de spin van een elektron en deze niveaus beschrijven met de kwantumgetallen n , l , m_l en m_s ;
- 4 – een overzicht van de energieniveaus van een atoom geven;
- 5 – de verbodsregel van Pauli toepassen;
- 6 – de elektronenconfiguraties van de elementen voorstellen met pijltjes in vakjes die rekening houden met de kwantumgetallen en de regel van Hund en deze configuraties schrijven met vermelding van s , p , d en f per schil;
- 7 – het verband tussen deze elektronen-configuraties en de opbouw van het periodiek systeem beschrijven;
- 8 U –
de betekenis van het golfkarakter van een elektron uitleggen; (U)
- 9 U –
uitleggen dat de plaats en de snelheid van een elektron niet tegelijkertijd nauwkeurig kunnen bepaald worden; (U)
- 10 – aangeven dat de aantrefkans van een elektron in een bepaald gebied rond de kern nooit 100% bedraagt;
- 11 – aangeven dat de aantrefkans van een elektron volgens verschillende richtingen vanuit de kern niet in alle gevallen even groot is;
- 12 – een atoomorbitaal kenschetsen als een voorstelling van de aantrefkans (waarschijnlijkheidsverdeling) van een elektron in een atoom;
- 13 – s -orbitalen kenschetsen als bolvormige volumes met een even grote aantrefkans volgens alle richtingen;
- 14 – p -orbitalen kenschetsen als haltervormige volumes met een aantrefkans die het grootst is volgens een x -, y -, of z -as;
- 15 – een covalente binding kenschetsen als een atoombinding die tot stand komt door middel van een gemeenschappelijk elektronenpaar tussen twee atomen;
- 20 – het verband leggen tussen de ruimtelijke structuur van moleculen zoals experimenteel vastgesteld en de hybridisatie bij het koolstofatoom voor:

- 120 – besluiten dat als de oxidatietrap van een atoom daalt, respectievelijk stijgt, het atoom gereduceerd, respectievelijk geoxideerd wordt;

LP chemie 3e graad ASO GO

- 1 – aan de hand van energieniveaus uitleggen hoe een atoom energie kan opnemen en uitzenden;
- 2 – aan de hand van het lijnenspectrum van een atoom uitleggen dat de energieniveaus gekwantiseerd zijn;
- 3 – een onderscheid maken tussen het hoofd-energieniveau, het subniveau, het magnetisch deelniveau en de spin van een elektron en deze niveaus beschrijven met de kwantumgetallen n , l , m_l en m_s ;
- 4 – een overzicht van de energieniveaus van een atoom geven;
- 5 – de verbodsregel van Pauli toepassen;
- 6 – de elektronenconfiguraties van de elementen voorstellen met pijltjes in vakjes die rekening houden met de kwantumgetallen en de regel van Hund en deze configuraties schrijven met vermelding van s , p , d en f per schil;
- 7 – het verband tussen deze elektronen-configuraties en de opbouw van het periodiek systeem beschrijven;
- 8 – een covalente binding kenschetsen als een atoombinding die tot stand komt door middel van een gemeenschappelijk elektronenpaar tussen twee atomen;
- 82 – besluiten dat als de oxidatietrap van een atoom daalt, respectievelijk stijgt, het atoom gereduceerd, respectievelijk geoxideerd wordt;

LP Chemie 2e gr ASO VVKSO (studierichtingen zonder component wetenschappen)

- AD6 – Illustreren dat chemie behoort tot de culturele ontwikkeling van de mensheid.
- 5.1.1.2 – B6 Chemische elementen in stoffen – Vanuit een gegeven deeltjesmodel het onderscheid tussen samengestelde en enkelvoudige stof herkennen en verwoorden.
- 5.1.1.2 – B7 Chemische elementen in stoffen – Naam en symbolische voorstelling van de belangrijkste elementen (aatomsoorten) en enkelvoudige stoffen schrijven.
- 5.1.1.2 – B8 Chemische elementen in stoffen – De symbolische schrijfwijze van enkelvoudige en samengestelde stoffen interpreteren naar aard en aantal van de aanwezige atomen per molecule en naar aantal moleculen (index en coëfficiënt).
- 5.1.2.2 – B12 Wet van Lavoisier – De wet van behoud van atomen naar soort en aantal formuleren en toepassen op chemische processen in het dagelijkse leven en de afvalproblematiek.
- 5.1.2.2 – B14 Wet van Lavoisier – Aan de hand van gegeven formules van reagentia en reactieproducten eenvoudige reactie-vergelijkingen opstellen en corpusculair voorstellen en interpreteren als een hercombinatie van de aanwezige atomen.
- 5.1.3.1 – B15 Atoommodellen – De historische evolutie van de atoommodellen van Dalton tot en met Bohr bondig en chronologisch weergeven.
- 5.1.3.1 – B16 Atoommodellen – Van protonen, neutronen en elektronen de relatieve massa en lading kennen en hun plaats op een voorstelling van het atoommodel van Bohr aanduiden.
- 5.1.3.1 – B17 Atoommodellen – De elektronenconfiguraties, beperkt tot de hoofdenenergieniveaus, van de eerste 18 chemische elementen van het periodiek systeem opstellen op basis van het atoomnummer.
- 5.1.3.2 – B18 Rangschikking van de elementen – Het huidige PSE beschrijven als een rangschikking van elementen volgens toenemend atoomnummer en overeenkomstige eigenschappen.
- 5.1.3.3 – B21 Atoommassa, molecuulmassa, molaire m – De relatieve atoom- en molecuulmassa, alsook de molaire massa afleiden of berekenen uit de gegevens bij elk symbool in het PSE.
- 5.1.3.3 – B22 Atoommassa, molecuulmassa, molaire m – Het verband tussen stofhoeveelheid en aantal deeltjes weergeven.
- 5.1.3.3 – B23 Atoommassa, molecuulmassa, molaire m – In voorbeelden uit het dagelijkse leven omrekeningen maken tussen massa en stofhoeveelheid in mol.
- 5.1.4.1 – B26 Bindingstypes – Het ontstaan van de covalente binding (atoombinding) verklaren als een streven van atomen om tot de edelgasconfiguratie te komen door het gemeenschappelijk stellen van elektronen uit de buitenste schil.
- 5.1.4.1 – V26 Bindingstypes – Voor binaire covalente verbindingen (atoomverbindingen) de lewisstructuur opstellen.

- 5.1.4.1 – B27 Bindingstypes – Het ontstaan van de metaalbinding verklaren als een streven van vele metaalatomen om tot de edelgasconfiguratie te komen door het gemeenschappelijk vrijgeven van elektronen uit de buitenste schil.
- 5.1.4.2 – B28 Roostertypes – Het verband aangeven tussen de aard van de chemische binding en het roostertype.
- 5.2.1.2 – B32 Anorganische samengestelde stoffen – Van anorganische samengestelde stoffen met gegeven formule de systematische naam met Griekse telwoorden vormen en omgekeerd.
- 5.2.2.2 – B43 Het oplosproces van stoffen in water – Elektrolyten en niet-elektrolyten van elkaar onderscheiden op basis van het al dan niet elektrisch geleidend zijn van hun waterige oplossing.
- 5.2.3.3 – B50 Elektronenoverdrachtreacties – De verandering van oxidatiegetallen in een redoxreactie vaststellen en in verband brengen met de begrippen oxidator, reductor, oxidatie, reductie en elektronenoverdracht voor:
 - verbrandingsreacties;
 - synthesereacties met enkelvoudige stoffen;
 - analysereacties (ontleding) van binaire stoffen.

LP Chemie 2e gr ASO (studierichtingen zonder component wetenschappen) GO

- 11 – aan de hand van de symbolische schrijfwijze stoffen classificeren als atoom, molecule, enkelvoudige of samengestelde stof; metaal, niet-metaal of edelgas.
- 18 – met voorbeelden en aan de hand van de begrippen molecule en atoom verduidelijken wat een formule is.
- 26 – een atoom beschrijven als kern omgeven door elektronen, gekaderd in een historisch perspectief.
- 27 – de samenstelling van atomen afleiden uit het atoomnummer en het massagetal.
- 28 – de elektronenconfiguratie met schillen schematisch voorstellen.
- 29 – het verband leggen tussen de elektronenconfiguratie en de plaats in het periodiek systeem der elementen.
- 30 – op basis van de elektronenconfiguratie de Lewisvoorstelling tekenen.
- 31 – inzien dat elk atoom streeft naar een edelgasconfiguratie.
- 34 – op basis van de Lewisvoorstelling de bindingsmogelijkheden van het C-atoom afleiden.
- 35 – het model van de atoombinding als gemeenschappelijk elektronenpaar tussen twee atomen voorstellen.
- 47 – het onderscheid tussen polaire en apolaire atoombindingen maken aan de hand van elektronegativiteiten.
- 54 – de grootte atoommassa in het PSE opzoeken.
- 55 – de molecuulmassa van een molecuulverbinding of de formulemassa van een ion verbinding uit de atoommassas berekenen.

LP Chemie 2e gr ASO (studierichtingen met component wetenschappen) GO

- 12 – aan de hand van de symbolische schrijfwijze stoffen classificeren als atoom, molecule, enkelvoudige of samengestelde stof.
- 21 – de constante samenstelling van een samengestelde stof verklaren met het atoommodel van Dalton.
- 39 – een atoom beschrijven als kern omgeven door elektronen gekaderd in een historisch perspectief.
- 40 – de samenstelling van atomen afleiden uit het atoomnummer en het massagetal.
- 41 – verduidelijken dat er 92 elementen bestaan.
- 42 – isotopen definiëren als verschillende nucliden van een zelfde element.
- 43 – uitleggen waarom de overgangselementen allen dezelfde ionen vormen.

- 44 – het atoommodel van Bohr beschrijven.
- 45 – de elektronenconfiguratie met schillen schematisch voorstellen.
- 46 – het verband leggen tussen de elektronenconfiguratie en de plaats in het PSE.
- 47 – op basis van de elektronenconfiguratie de Lewisvoorstelling tekenen.
- 48 – inzien dat elk atoom streeft naar een edelgasconfiguratie.
- 49 – met voorbeelden uitleggen hoe een ionbinding, een atoombinding en een metaalbinding tot stand komen.
- 52 – op basis van de Lewisvoorstelling de bindingsmogelijkheden van het C-atoom afleiden.
- 53 – het model van de atoombinding als gemeenschappelijk elektronenpaar tussen twee atomen voorstellen.
- 70 – het onderscheid tussen polaire en apolaire atoombindingen maken aan de hand van elektronegativiteiten.
- 80 – de grootte atoommassa in het PSE opzoeken.
- 81 –
de molecuulmassa van een molecuulverbinding of de formulemassa van een ionverbinding uit de atoommassa's berekenen.
- 98 – een oxidatie definiëren als het afstaan van elektronen door een atoom, zodat de oxidatietrap van het donoratoom stijgt, een reductie definiëren als het opnemen van elektronen door een atoom, zodat de oxidatietrap van dat atoom daalt.

LP Chemie 2e gr TSO (Techniek-Wetenschappen) GO

- 21 – de constante samenstelling van een samengestelde stof verklaren met het atoommodel van Dalton.
- 22 – met voorbeelden en aan de hand van de begrippen molecule en atoom, verduidelijken wat een formule is.
- 39 – een atoom beschrijven als kern omgeven door elektronen gekaderd in een historisch perspectief.
- 40 – de samenstelling van atomen afleiden uit het atoomnummer en het massagetal.
- 41 – verduidelijken dat er 92 unieke atoomsoorten bestaan.
- 42 –
isotopen definiëren als verschillende nucliden van een zelfde element.
- 43 –
uitleggen waarom de overgangselementen allen dezelfde ionen vormen. (U)
- 44 – het atoommodel van Bohr beschrijven.
- 45 – de elektronenconfiguratie met schillen schematisch voorstellen.
- 46 – het verband leggen tussen de elektronenconfiguratie en de plaats in het PSE.
- 47 – op basis van de elektronenconfiguratie de Lewisvoorstelling tekenen.
- 48 – inzien dat elk atoom streeft naar een edelgasconfiguratie.
- 49 – met voorbeelden uitleggen hoe een ionbinding, een atoombinding en een metaalbinding tot stand komen.
- 52 – op basis van de Lewisvoorstelling de bindingsmogelijkheden van C-atoom afleiden.
- 53 – het model van de atoombinding als gemeenschappelijk elektronenpaar tussen twee atomen voorstellen.
- 69 – het onderscheid tussen polaire en apolaire atoombindingen maken aan de hand van elektronegativiteiten.
- 77 – de grootte atoommassa in het PSE opzoeken.
- 78 – de moleculemassa van een moleculeverbinding of de formulemassa van een ionverbinding uit de atoommassas

berekenen.

- 95 – een oxidatie definiëren als het afstaan van elektronen door een atoom, zodat de oxidatietrap van het donoraatoom stijgt, een reductie definiëren als het opnemen van elektronen door een atoom, zodat de oxidatietrap van dat atoom daalt.

LP Chemie 2e gr TSO GO

- 18 – met voorbeelden en aan de hand van de begrippen molecule en atoom verduidelijken wat een formule is.
- 26 – een atoom beschrijven als kern omgeven door elektronen, gekaderd in een historisch perspectief;
- 27 – de samenstelling van atomen afleiden uit het atoomnummer en het massagetal;
- 28 – de elektronenconfiguratie met schillen schematisch voorstellen;
- 29 – het verband leggen tussen de elektronenconfiguratie en de plaats in het periodiek systeem der elementen;
- 30 – op basis van de elektronenconfiguratie de Lewisvoorstelling tekenen;
- 31 – inzien dat elk atoom streeft naar een edelgasconfiguratie.
- 34 – op basis van de Lewisvoorstelling de bindingsmogelijkheden van het C-atoom afleiden.
- 35 – het model van de atoombinding als gemeenschappelijk elektronenpaar tussen twee atomen voorstellen.
- 47 – het onderscheid tussen polaire en apolaire atoombindingen maken aan de hand van elektronegativiteiten.
- 54 – de grootte atoommassa in het PSE opzoeken.
- 55 – de molecuulmassa van een molecuulverbinding of de formulemassa van een ion verbinding uit de atoommassas berekenen.

LP Chemie 2e gr ASO VVKSO (studierichtingen met component wetenschappen)

- AD7 Cultuur – Illustreren dat chemie behoort tot de culturele ontwikkeling van de mensheid.
- 5.1.1.2 – B9 Chemische elementen in stoffen – Vanuit een gegeven deeltjesmodel het onderscheid tussen samengestelde en enkelvoudige stof herkennen en verwoorden.
- 5.1.1.2 – B10 Chemische elementen in stoffen – Naam en symbolische voorstelling van de belangrijkste elementen (atoomsoorten) en enkelvoudige stoffen schrijven.
- 5.1.1.2 – B11 Chemische elementen in stoffen – De symbolische schrijfwijze van enkelvoudige en samengestelde stoffen interpreteren naar aard en aantal van de aanwezige atomen per molecule en naar aantal moleculen (index en coëfficiënt).
- 5.1.2.2 – B22 Wetten van de chemische reacties – De wet van behoud van atomen naar soort en aantal formuleren en toepassen op chemische processen in het dagelijkse leven en de afvalproblematiek.
- 5.1.2.2 – B24 Wetten van de chemische reacties – Uit experimentele waarnemingen aantonen dat de atoomsoorten behouden blijven tijdens op-eenvolgende chemische reacties in een reactiereeks.
- 5.1.3.1 – B26 Atoommodellen – Het verband tussen het natuurwetenschappelijk denken en modeldenken toelichten.
- 5.1.3.1 – B27 Atoommodellen – De historische evolutie van de atoommodellen van Dalton tot en met Bohr bondig en chronologisch weergeven.
- 5.1.3.1 – B28 Atoommodellen – Van protonen, neutronen en elektronen de relatieve massa en lading kennen en hun plaats op een voorstelling van het atoommodel van Bohr aanduiden.
- 5.1.3.1 – B29 Atoommodellen – Protonen, neutronen en elektronen herkennen als corpusculaire structuren en situeren in de verzameling van natuurwetenschappelijke corpusculaire structuren.
- 5.1.3.1 – B30 Atoommodellen – De elektronenconfiguraties, beperkt tot de hoofdenenergie-niveaus, van de eerste 18 chemische elementen van het periodiek systeem opstellen op basis van het atoomnummer.
- 5.1.3.2 – B31 Rangschikking van de elementen – Het huidige PSE beschrijven als een rangschikking van elementen volgens toenemend atoomnummer en overeenkomstige eigenschappen.
- 5.1.3.2 – B33 Rangschikking van de elementen – Het verband aangeven tussen de elektronenconfiguratie enerzijds en het

periodenummer en het groepsnummer van de hoofdgroepen anderzijds, met speciale aandacht voor de stabiele edelgas-configuratie.

- 5.1.3.3 – B34 Atoommassa, molecuulmassa, molaire m – De relatieve atoom- en molecuulmassa, alsook de molaire massa afleiden of berekenen uit de gegevens bij elk symbool in het PSE.
- 5.1.3.3 – B35 Atoommassa, molecuulmassa, molaire m – Het verband tussen stofhoeveelheid en aantal deeltjes weergeven.
- 5.1.3.3 – B36 Atoommassa, molecuulmassa, molaire m – In voorbeelden uit het dagelijkse leven omrekeningen maken tussen massa en stofhoeveelheid in mol.
- 5.1.3.3 – B37 Atoommassa, molecuulmassa, molaire m – Voor diverse voorbeelden van natuurwetenschappelijke processen uit het dagelijkse leven de stoichiometrische stofhoeveelheden uit een gegeven reactievergelijking afleiden en de overeenkomstige massa van de reagentia en reactieproducten berekenen.
- 5.1.4.1 – B39 Bindingstypes – Het ontstaan van de ionbinding verklaren als een streven van atomen om tot de edelgasconfiguratie te komen door uitwisseling van elektronen in de buitenste schil.
- 5.1.4.1 – B41 Bindingstypes – Het ontstaan van de covalente binding (atoombinding) verklaren als een streven van atomen om tot de edelgasconfiguratie te komen door het gemeenschappelijk stellen van elektronen uit de buitenste schil.
- 5.1.4.1 – B42 Bindingstypes – Voor binaire covalente verbindingen (atoomverbindingen) de lewisstructuur opstellen.
- 5.1.4.2 – B44 Roostertypes – Het verband aangeven tussen de aard van de chemische binding en het roostertype.
- 5.2.1.1 – V46 Indeling samengestelde stoffen – De grote verscheidenheid aan koolstofverbindingen vaststellen aan de hand van molecuulmodellen.
- 5.2.1.2 – B49 Anorganische samengestelde stoffen – Anorganische samengestelde stoffen classificeren in hun stofklasse.
- 5.2.2.2 – B67 Het oplosproces van stoffen in water – Elektrolyten en niet-elektrolyten van elkaar onderscheiden op basis van het al dan niet elek-trisch geleidend zijn van hun waterige oplossing.
- 5.2.3.3 – B76 Elektronenoverdrachtreacties – De verandering van oxidatiegetallen in een redoxreactie vaststellen en in verband brengen met de begrippen oxidator, reductor, oxidatie, reductie en elektronenoverdracht voor:
 - verbrandingsreacties;
 - synthesesreacties met enkelvoudige stoffen;
 - analysereacties (ontleding) van binaire stoffen.

LP Chemie 3e gr ASO (studierichtingen met component wetenschappen) GO

- 1 – een overzicht van de energieniveaus in een atoom geven en uitleg-gen dat de energie van elektronen in een atoom gekwantiseerd is.
- 2 – de betekenis van de kwantumgetallen koppelen aan orbitalen.
- 3 – elektronenconfiguraties van elementen uit de a-groepen en de b-groepen schrijven.
- 4 – het verband tussen deze elektronenconfiguraties en de opbouw van het periodiek systeem beschrijven.
- 5 – een covalente binding beschrijven als een interactie tussen atoom-orbitalen.

LP Chemie 3e gr ASO (studierichtingen zonder component wetenschappen) GO

- 1 – een overzicht van de energieniveaus in een atoom geven en uitleg-gen dat de energie van elektronen in een atoom gekwantiseerd is.
- 2 – de betekenis van de kwantumgetallen koppelen aan orbitalen.
- 3 – elektronenconfiguraties van elementen uit de a-groepen en de b-groepen schrijven.

- 4 – het verband tussen deze elektronenconfiguraties en de opbouw van het periodiek systeem beschrijven.
- 5 – een covalente binding beschrijven als een interactie tussen atoom-orbitalen.
- 38 – een oxidatie definiëren als het afstaan van elektronen door een atoom, zodat de oxidatietrap van het donoraatoom stijgt, een reductie definiëren als het opnemen van elektronen door een atoom, zodat de oxidatietrap van dat atoom daalt.

LP Chemie 3e gr ASO VVKSO (studierichtingen zonder component wetenschappen)

- AD6 – CULTUUR
Illustreren dat chemie behoort tot de culturele ontwikkeling van de mensheid.
- 5.1.1.1 B1 – Het begrip isotoop definiëren en de voorstelling ervan interpreteren
- 5.1.1.1 V1 – De gemiddelde relatieve atoommassa van een element berekenen en het verband leggen tussen de gemiddelde relatieve atoommassa van een element uit het PSE en het procentueel voorkomen van natuurlijke isotopen van dat element.
- 5.1.1.1 B2 – Hoofdniveaus, subniveaus, magnetische niveaus en spin van een elektron onderscheiden voor het beschrijven van de energietoestand van een elektron.
- 5.1.1.1 V2 – De steeds verdere verfijning van het atoommodel historisch interpreteren.
- 5.1.1.1 V2 bis – Een orbitaal definiëren als de voorstelling van het trefkansgebied om een elektron aan te treffen rond de atoomkern.
- 5.1.1.1 B3 – De basisregels voor de opvulling van de verschillende energieniveaus van de elektronen in een atoom toepassen en de elektronenconfiguratie weergeven
- 5.1.1.1 V3 – Het verband tussen de elektronenconfiguratie en de opbouw van het PSE met s, p, d en f-blok aangeven.
- 5.1.1.2 B4 – Lewisformules opstellen van moleculen en polyatomische ionen waarvan het skelet gegeven is. In deze lewisformules de bindende en vrije elektronenparen aanduiden en een onderscheid maken tussen de normale en donor-acceptoratoombinding.
- 5.1.1.2 V4 – Een sigma- en een pi-binding ruimtelijk van elkaar onderscheiden
- 5.1.2.1 B6 – Van anorganische verbindingen met gegeven formule de verkorte systematische naam vormen en vanuit de gegeven verkorte systematische naam de formule vormen.
- 5.1.2.1 B7 – Van anorganische verbindingen met gegeven formule de systematische naam vormen gebruikmakend van de stocknotatie en vanuit de gegeven stocknotatie de formule vormen.
- 5.1.2.2 V12 – Isomeren indelen en herkennen als keten-, plaats-, functie-, cis-trans- en optische isomeren.
- 5.2.5.2 B30 – De verandering van oxidatiegetallen in een redoxreactie vaststellen en in verband brengen met de begrippen oxidator, reductor, oxidatie, reductie en elektronenoverdracht voor reacties met binaire en ternaire verbindingen.

LP Chemie 3e gr ASO VVKSO (studierichtingen met component wetenschappen)

- AD7 – CULTUUR
Illustreren dat chemie behoort tot de culturele ontwikkeling van de mensheid.
- 5.1.1.1 B1 – Het begrip isotoop definiëren en de voorstelling ervan interpreteren.
- 5.1.1.1 B2 – De gemiddelde relatieve atoommassa van een element berekenen en het verband leggen tussen de gemiddelde relatieve atoommassa van een element uit het PSE en het procentueel voorkomen van natuurlijke isotopen van dat element.
- 5.1.1.1 B3 – De steeds verdere verfijning van het atoommodel historisch interpreteren
- 5.1.1.1 V3 – Het verband leggen tussen het lijnspectrum van een element en het atoommodel van Bohr en Sommerfeld.
- 5.1.1.1 B4 – Hoofdniveaus, subniveaus, magnetische niveaus en spin van een elektron onderscheiden voor het

beschrijven van de energietoestand van een elektron.

- 5.1.1.1 B5 – Een orbitaal definiëren als de voorstelling van het trefkansgebied om een elektron aan te treffen rond de atoomkern
- 5.1.1.1 B6 – De basisregels voor de opvulling van de verschillende energieniveaus van de elektronen in een atoom toepassen en de elektronenconfiguratie weergeven.
- 5.1.1.1 V6 – Het verband tussen de elektronenconfiguratie en de opbouw van het PSE met s, p, d en f-blok aangeven.
- 5.1.1.1 V6 bis – De sterkte van metaal- en niet-metaalkarakter, de monoatomische ionvorming, afmetingen van atomen en monoatomische ionen en de meest voorkomende oxidatiegetallen verklaren en toepassen in relatie met het PSE of in verband brengen met de elektronenconfiguratie.
- 5.1.1.2 B7 – Lewisformules opstellen van moleculen en polyatomische ionen waarvan het skelet gegeven is. In deze lewisformules de bindende en vrije elektronenparen aanduiden en een onderscheid maken tussen de normale en donor-acceptoratoombinding.
- 5.1.1.2 B9 – Een sigma- en een pi-binding ruimtelijk van elkaar onderscheiden.
- 5.1.2.1 B12 – Van anorganische verbindingen met gegeven formule de verkorte systematische naam vormen en vanuit de gegeven verkorte systematische naam de formule vormen.
- 5.1.2.1 B13 – Van anorganische verbindingen met gegeven formule de systematische naam vormen gebruikmakend van de stocknotatie en vanuit de gegeven stocknotatie de formule vormen.
- 5.1.2.2 U2 – Isomeren weergeven uitgaande van de brutoformule of structuurformule.
- 5.2.5.2 B42 – De verandering van oxidatiegetallen in een redoxreactie vaststellen en in verband brengen met de begrippen oxidator, reductor, oxidatie, reductie en elektronenoverdracht voor reacties met binaire en ternaire verbindingen.

LP Biotechnische wetenschappen 2e gr TSO GO

- 14 – met voorbeelden en aan de hand van de begrippen molecule en atoom verduidelijken wat een formule is.
- 22 – een atoom beschrijven als kern omgeven door elektronen.
- 23 – de samenstelling van atomen afleiden uit het atoomnummer en het massagetal.
- 24 – met behulp van het PSE het aantal elektronen op de buitenste schil afleiden.
- 25 – het verband leggen tussen de elektronenconfiguratie en de plaats in het periodiek systeem der elementen.
- 26 – op basis van de elektronenconfiguratie de Lewisvoorstelling tekenen.
- 27 – aangeven dat elk atoom streeft naar een edelgasconfiguratie. (U)
- 47 – de grootte atoommassa in het PSE opzoeken.
- 56 – op basis van de Lewisvoorstelling de bindingsmogelijkheden van het C-atoom afleiden.
- 57 – het model van de atoombinding als gemeenschappelijk elektronen-paar tussen twee atomen voorstellen.
- 59 – het onderscheid tussen polaire en apolaire atoombindingen aantonen.

LP Chemie 2e gr TSO (Hotel, Bouw- en houtkunde, Elektriciteit-elektronica, Elektromechanica) VVKSO

- 8 – Een atoom beschrijven als samengesteld uit protonen, neutronen en elektronen en hun 'plaats' binnen het atoom omschrijven.
- 9 – Een element omschrijven als een atoomsoort bepaald door het aantal protonen per atoom zoals weergegeven door het atoomnummer en voorgesteld door een eigen chemisch symbool.
- 10 – Het periodiek systeem der elementen beschrijven als een ordening volgens bepaalde criteria.

- 11 – De periodiciteit weergeven voor de elementen van de hoofdgroepen van het PSE.
- 12 – De begrippen periode en groep in het PSE hanteren
- 36 – Monofunctionele verbindingen omschrijven als afgeleid van KWS door vervanging van één waterstofatoom door één ander atoom of atoomgroep.

LP Chemie 3e gr ASO VVKSO

- 1 –
formules en namen van anorganische ternaire zuren en zouten schrijven en begrijpen als uitbreiding van chemie in de tweede graad wat betreft oxidatiegetallen, atoomgroepen en naamgeving
- 8 –
het atoommodel van Sommerfeld duiden als een aanpassing van het atoommodel van Bohr vanuit een betere spectraalanalyse
- 11 –
de symbolische voorstelling van de elektronenconfiguratie in een atoom interpreteren en weergeven
- 15 –
lewisformules schrijven van polyatomische moleculen en ionen waarvan het skelet gegeven is, met identificatie van de bindende elektronenparen, de vrije elektronenparen, de normale atoombinding en de donor-acceptor-atoombinding
- 26 –
het verband leggen tussen de gemiddelde relatieve atoommassa uit het PSE en het procentueel voorkomen van de natuurlijke isotopen
- 27 –
de gemiddelde relatieve atoommassa berekenen uit het procentueel voorkomen van isotopen
- 1 –
formules en namen van anorganische ternaire zuren en zouten schrijven en begrijpen als uitbreiding van chemie in de tweede graad wat betreft oxidatiegetallen, atoomgroepen en naamgeving
- 9 –
het atoommodel van Sommerfeld duiden als een aanpassing van het atoommodel van Bohr vanuit een betere spectraalanalyse (SET4-SET5)
- 12 –
de symbolische voorstelling van de elektronenconfiguratie in een atoom interpreteren en weergeven
- 16 –
lewisformules schrijven van polyatomische moleculen en ionen waarvan het skelet gegeven is, met identificatie van de bindende elektronenparen, de vrije elektronenparen, de normale atoombinding en de donor-acceptor-atoombinding
- 29 –
het verband leggen tussen de gemiddelde relatieve atoommassa uit het PSE en het procentueel voorkomen van de natuurlijke isotopen (SET1)
- 30 –
de gemiddelde relatieve atoommassa berekenen uit het procentueel voorkomen van isotopen (SET1)
- 70 –
polyfunctionele organische verbindingen interpreteren als afgeleid van KWS waarbij meer dan één H-atoom vervangen is

door gelijke of verschillende karakteristieke groepen

LP Chemie 2e gr TSO (Techniek wetenschappen, Biotechnische wetenschappen) VVKSO

- B8 –
Naam en symbolische voorstelling van de belangrijkste elementen (atoomsoorten) en enkelvoudige stoffen schrijven. (ET 9, 29*)
- B15 –
De historische evolutie van de atoommodellen van Dalton tot en met Bohr bondig en chronologisch weergeven. (ET 13)
- B16 –
Van protonen, neutronen en elektronen de relatieve massa en lading kennen en hun plaats op een voorstelling van het atoommodel van Bohr aanduiden. (ET 10)
- B17 –
De elektronenconfiguraties, beperkt tot de hoofdenenergie-niveaus, van de eerste 18 chemische elementen van het periodiek systeem opstellen op basis van het atoomnummer. (ET 10)
- B18 –
Het huidige PSE beschrijven als een rangschikking van elementen volgens toenemend atoomnummer en overeenkomstige eigenschappen. (ET 12)
- B24 –
Het ontstaan van de covalente binding (atoombinding) verklaren als een streven van atomen om tot de edelgasconfiguratie te komen door het gemeenschappelijk stellen van elektronen uit de buitenste schil.
- B25 –
Voor binaire covalente verbindingen (atoomverbindingen) de lewisstructuur opstellen.
- B47 –
Het begrip 'isotoop' omschrijven en de symbolische schrijfwijze van isotopen interpreteren. (ET 29*)
- B48 –
De relatieve atoommassa (A_{r}) van een element definiëren. (ET 29*)
- B49 –
De gemiddelde relatieve atoommassa van een element bepalen aan de hand van de in de natuur voorkomende isotopen van dat element. (ET 9)
- B50 –
De relatieve molecuulmassa (M_{r}) van een stof bepalen aan de hand van het PSE en een gegeven symbolische voorstelling.
- B70 –
Het oxidatiegetal omschrijven en bepalen voor ieder atoom in een eenvoudige verbinding. (ET 29*)

ET Natuurwetenschappen 2e gr ASO

- C5 – Leerlingen kunnen aan de hand van de chemische formule een representatieve stof of stofdeeltje classificeren als:
 - opgebouwd uit atomen, moleculen, mono- en/of polyatomische ionen;
 - atoom, molecule of ion.
- C8 – Leerlingen kunnen atoom-, molecuul- en roostermodellen interpreteren.

- C9 – Leerlingen kunnen de samenstelling van een atoom afleiden uit nucleonengetal en atoomnummer en, voor atomen met $Z < 18$, hun elektronenconfiguratie en hun plaats in het periodiek systeem van de elementen geven.
- C11 – Leerlingen kunnen met voorbeelden uitleggen hoe een ionbinding, een atoombinding en een metaalbinding tot stand komen en het verband leggen tussen bindingstype en elektrisch geleidingsvermogen van een zuivere stof.

LP Chemie 2e gr TSO/KSO OVSG

- 71 – De bouw van een atoom overeenkomstig het model van Rutherford-Bohr kunnen voorstellen.
- 73 – Kunnen aangeven dat, doordat het aantal protonen in de kern gelijk is aan het aantal elektronen rond de kern, een atoom in zijn geheel elektrisch neutraal is.
- 74 – Kunnen aangeven dat het atoomnummer van een element bepaald wordt door het aantal protonen in de kern van dat element.
- 76 – Aan de hand van het nucleonental en het atoomnummer het aantal neutronen in een nuclide kunnen bepalen.
- 89 – Weten dat in het periodiek systeem de elementen gerangschikt worden in perioden en groepen volgens toenemend atoomnummer.

LP Chemie 3e gr ASO (studierichtingen zonder component wetenschappen) OVSG

- 36 – Gegeven eigenschappen van monofunctionele koolstofverbindingen in verband kunnen brengen met karakteristieke groep en koolstofskelet.
- 37 – Het begrip isomerie kunnen uitleggen aan de hand van representatieve voorbeelden van structuur- en stereo-isomerie.

LP Chemie 3e gr KSO OVSG

- 34 – Gegeven eigenschappen van monofunctionele koolstofverbindingen in verband kunnen brengen met karakteristieke groep en koolstofskelet.
- 35 – Het begrip isomerie kunnen uitleggen aan de hand van representatieve voorbeelden van structuur- en stereo-isomerie.

LP Chemie 3e gr TSO OVSG

- 31 – Het oplosproces in verband kunnen brengen met het polaire of apolaire karakter van de opgeloste stof en het oplosmiddel.
- 32 – Gegeven eigenschappen van monofunctionele koolstofverbindingen in verband kunnen brengen met karakteristieke groep en koolstofskelet.

LP Chemie 3e gr TSO (Topsport) OVSG

- 32 – Gegeven eigenschappen van monofunctionele koolstofverbindingen in verband kunnen brengen met karakteristieke groep en koolstofskelet.
- 33 – Het begrip isomerie kunnen uitleggen aan de hand van representatieve voorbeelden van structuurisomerie.

LP Chemie 3e gr ASO (Wetenschappen-topsport) OVSG

- 42 – Atoomstructuren met behulp van een model kunnen voorstellen en hiermee eigenschappen kunnen verklaren.

LP Chemie 3e gr ASO (studierichtingen met component wetenschappen) OVSG

- 42 – Atoomstructuren met behulp van een model kunnen voorstellen en hiermee eigenschappen kunnen verklaren.

LP Chemie 2e gr ASO (studierichtingen zonder component wetenschappen) OVSG

- 50 – De eigenschappen van atomen, overeenkomstig het atoommodel van Dalton kunnen opnoemen.
- 52 – Aan de hand van het atoommodel van Dalton de wet van behoud van atomen (aard en aantal) kunnen illustreren.
- 53 – Uit het voorgaande tot het besluit kunnen komen dat het atoommodel van Dalton moet verfijnd worden.
- 57 – De bouw van een atoom overeenkomstig het model van Rutherford-Bohr kunnen voorstellen.
- 59 – Kunnen aangeven dat, doordat het aantal protonen in de kern gelijk is aan het aantal elektronen rond de kern, een atoom in zijn geheel elektrisch neutraal is.

- 60 – Kunnen aangeven dat het atoomnummer van een element bepaald wordt door het aantal protonen in de kern van dat element.
- 62 – Aan de hand van het nucleonengetal en het atoomnummer het aantal neutronen in een nuclide kunnen bepalen.
- 64 – Het begrip ‘absolute atoommassa’ kunnen omschrijven (eenheid).
- 73 – Weten dat in het periodiek systeem de elementen gerangschikt worden in perioden en groepen volgens toenemend atoomnummer.
- 79 – Zonder gebruik te maken van het periodiek systeem de eerste 18 elementen (gegeven het atoomnummer) kunnen rangschikken in een periodiek systeem d.w.z. in welke groep en periode ze zich bevinden en hun aantal valentie-elektronen kunnen benoemen.

LP Chemie 2e gr ASO (studierichtingen met component wetenschappen) OVSG

- 68 – De eigenschappen van atomen, overeenkomstig het atoommodel van Dalton kunnen opnoemen.
- 70 – Aan de hand van het atoommodel van Dalton de wet van behoud van atomen (aard en aantal) kunnen illustreren.
- 73 – Uit het voorgaande tot het besluit kunnen komen dat het atoommodel van Dalton moet verfijnd worden.
- 75 – De bouw van een atoom overeenkomstig het model van Rutherford-Bohr kunnen voorstellen.
- 77 – Kunnen aangeven dat, doordat het aantal protonen in de kern gelijk is aan het aantal elektronen rond de kern, een atoom in zijn geheel elektrisch neutraal is.
- 78 – Kunnen aangeven dat het atoomnummer van een element bepaald wordt door het aantal protonen in de kern van dat element.
- 80 – Aan de hand van het nucleonental en het atoomnummer het aantal neutronen in een nuclide kunnen bepalen.
- 85 – Het begrip ‘absolute atoommassa’ kunnen omschrijven (eenheid).
- 86 – Het verband tussen de natuurlijk isotoommengsel en de atoommassa kunnen aangeven.
- 96 – Weten dat in het periodiek systeem de elementen gerangschikt worden in perioden en groepen volgens toenemend atoomnummer.
- 102 – Zonder gebruik te maken van het periodiek systeem de eerste 18 elementen (gegeven het atoomnummer) kunnen rangschikken in een periodiek systeem d.w.z. in welke groep en periode ze zich bevinden en hun aantal valentie-elektronen kunnen noemen.

LP Chemie 2e gr ASO (Wetenschappen-Topsport) OVSG

- 68 – De eigenschappen van atomen, overeenkomstig het atoommodel van Dalton kunnen opnoemen.
- 70 – Aan de hand van het atoommodel van Dalton de wet van behoud van atomen (aard en aantal) kunnen illustreren.
- 73 – Uit het voorgaande tot het besluit kunnen komen dat het atoommodel van Dalton moet verfijnd worden.
- 75 – De bouw van een atoom overeenkomstig het model van Rutherford-Bohr kunnen voorstellen.
- 77 – Kunnen aangeven dat, doordat het aantal protonen in de kern gelijk is aan het aantal elektronen rond de kern, een atoom in zijn geheel elektrisch neutraal is.
- 78 – Kunnen aangeven dat het atoomnummer van een element bepaald wordt door het aantal protonen in de kern van dat element.
- 80 – Aan de hand van het nucleonental en het atoomnummer het aantal neutronen in een nuclide kunnen bepalen.
- 85 – Het begrip ‘absolute atoommassa’ kunnen omschrijven (eenheid).
- 86 – Het verband tussen de natuurlijk isotoommengsel en de atoommassa kunnen aangeven.
- 96 – Weten dat in het periodiek systeem de elementen gerangschikt worden in perioden en groepen volgens toenemend atoomnummer.
- 102 – Zonder gebruik te maken van het periodiek systeem de eerste 18 elementen (gegeven het atoomnummer) kunnen rangschikken in een periodiek systeem d.w.z. in welke groep en periode ze zich bevinden en hun aantal valentie-

elektronen kunnen noemen.

LP chemie 3e graad ASO (economie-wisk, latijn-wisk, moderne talen-wisk, Yeshiva) OVSG

- 29 – Atoomstructuren met behulp van een model kunnen voorstellen en hiermee eigenschappen kunnen verklaren.

LP chemie 3e graad ASO OVSG

- 36 – Atoomstructuren met behulp van een model kunnen voorstellen en hiermee eigenschappen kunnen verklaren.

SET Wetenschappen 2e gr

- SET1 – Leerlingen kunnen op verschillende schaalniveaus structuren beschrijven en telkens situeren op een grootteorde schaal van atoom tot heelal.