

elektron

Leerplannen

LP Chemie 2e gr KSO GO

- 5.2.4 – voor atomen met $Z \leq 18$, hun elektronenconfiguratie en hun plaats in het periodiek systeem van de elementen geven;
- 5.2.5 – atomen uit de hoofdgroepen, het aantal elektronen op de buitenste schil afleiden uit hun plaats in het periodiek systeem;
- 5.2.7 – beredeneren dat neutrale metaalatomen (uit de a-groepen) door verlies van één of meer elektronen, in positieve ionen met een stabiele edelgasstructuur worden omgezet;
- 5.2.8 – beredeneren dat neutrale niet-metaalatomen door opname van één of meer elektronen, in negatieve ionen met een stabiele edelgasstructuur worden omgezet;
- 5.3 – de elektrolyse van een natriumchloride-oplossing voorstellen op het elektrisch schema van de stroomkring en de bijhorende vergelijkingen elektronenuitwisseling schrijven;
- 6.1.2 – het model van de atoombinding als gemeenschappelijk elektronenpaar tussen twee atomen kenschetsen;
- 7.1.1 – voor een watermolecule het verband leggen tussen de polariteit van de molecule enerzijds en anderzijds de ruimtelijke structuur en het verschil in elektronegatieve waarde van de samenstellende atomen;
- 8.1 – in verbrandingsreacties, in synthesereacties met enkelvoudige stoffen en in ontledingsreacties van binaire stoffen oxidatie en reductie aanduiden aan de hand van elektronenuitwisseling;

LP chemie 3e graad ASO GO

- 0.1 – chemische informatie in gedrukte bronnen en langs elektronische weg systematisch opzoeken, en met behulp van ICT weergeven in grafieken, diagrammen of tabellen;
- 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 ;
- 1.1.6 – 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;
- 1.3.1 – 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;
- 2.1.1 – een covalente binding kenschetsen als een atoombinding die tot stand komt door middel van een gemeenschappelijk elektronenpaar tussen twee atomen;
- 2.1.2 – een molecule-orbitaal kenschetsen als een middel om de aantrefkans van een gemeenschappelijk elektronenpaar in het interactiegebied tussen de atomen op een eenvoudige wijze voor te stellen;
- 2.1.4 – aangeven dat het gemeenschappelijk stellen van een elektronenpaar tussen twee atomen de totale energie van het geheel verlaagt en dat de covalente binding dus leidt tot een grotere stabiliteit;

- 2.2.3 – aangeven dat de sp^3 -, sp^2 - en sp -elektronen aanleiding kunnen geven tot sigma-bindingen en dat de overblijvende p -elektronen aanleiding kunnen geven tot pi-bindingen;
- 2.2.4 – aangeven dat hybridisatie ook optreedt met vrije elektronenparen;
- 2.2.5 – uit de ruimtelijke structuur en het verschil in elektronegatieve waarden afleiden dat de molecule een polair of apolair karakter heeft;
- U 2.2.6 – waterstofbruggen aangeven als dipoolkrachten tussen moleculen waarin waterstof gebonden is aan kleine atomen met grote elektronegatieve waarde;(U)
- 2.3.3 – de geometrie van moleculen verklaren aan de hand van lewisformules en afstoting van elektronenparen;
- 2.4.1 – de begrippen mesomerie en gedelocaliseerde elektronen verwoorden;
- 8.1.5 – in een gegeven redoxvergelijking de betrokken deeltjes, op basis van de elektronenoverdracht, identificeren als oxidator of als reductor;
- 9.8.1.4 – de delokalisering van de pi-elektronen in benzeen verantwoorden;

LP Chemie 3e gr KSO GO

- 1 – chemische informatie in gedrukte bronnen en langs elektronische weg systematisch opzoeken, en met behulp van ICT weergeven in grafieken, diagrammen of tabellen.
- 12 – in een gegeven redoxevenwicht de betrokken deeltjes, op basis van de elektronenoverdracht, identificeren als oxidator of als reductor.

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

- (LP)0.1 – chemische informatie in gedrukte bronnen en langs elektronische weg systematisch opzoeken, en met behulp van ICT weergeven in grafieken, diagrammen of tabellen.
- (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)2.2 – met voorbeelden uitleggen hoe een covalente binding tot stand komt. de kleinste, afzonderlijk bestaande deeltjes van een covalente verbinding benoemen als moleculen. de dative covalente binding met een voorbeeld bespreken. het verschijnsel mesomerie met voorbeelden uitleggen. de lewisvoorstelling van moleculen geven. de formele lading in moleculen aangeven. voorstellingen die de ruimtelijke structuur van de molecule weergeven. de polaire en apolaire covalente binding via het begrip elektronegatieve waarde uitleggen. de belangrijkste eigenschappen van covalente verbindingen geven. het begrip "waterstofbrug" 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

- 8 – chemische informatie in gedrukte en elektronische bronnen opzoeken, en met behulp van ICT verwerken, presenteren en weergeven in grafieken, diagrammen of tabellen;
- 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 ;
- 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;
- 15 – een covalente binding kenschetsen als een atoombinding die tot stand komt door middel van een gemeenschappelijk elektronenpaar tussen twee atomen;
- 16 – een molecule-orbitaal kenschetsen als een middel om de aantrefkans van een gemeenschappelijk elektronenpaar in het interactiegebied tussen de atomen op een eenvoudige wijze voor te stellen;
- 18 – aangeven dat het gemeenschappelijk stellen van een elektronenpaar tussen twee atomen de totale energie van het geheel verlaagt en dat de covalente binding dus leidt tot een grotere stabiliteit;
- 21 –
aangeven dat de sp^3 -, sp^2 - en sp -elektronen aanleiding kunnen geven tot sigma-bindingen en dat de overblijvende p -elektronen aanleiding kunnen geven tot pi-bindingen;
- 22 – aangeven dat hybridisatie ook optreedt met vrije elektronenparen;
- 23 – uit de ruimtelijke structuur en het verschil in elektronegatieve waarden afleiden dat de molecule een polair of apolair karakter heeft;
- 24 U –
waterstofbruggen aangeven als dipoolkrachten tussen moleculen waarin waterstof gebonden is aan kleine atomen met grote elektronegatieve waarde; (U)
- 27 – de geometrie van moleculen verklaren aan de hand van lewisformules en afstoting van elektronenparen;
- 28 – de begrippen mesomerie en gedelocaliseerde elektronen verwoorden;
- 123 – in een gegeven redoxvergelijking de betrokken deeltjes, op basis van de elektronenoverdracht, identificeren als oxidator of als reductor;
- 179 – door mesomerie verklaren waarom benzeen bijzondere eigenschappen bezit; de delokalisering van de pi-elektronen in benzeen verantwoorden;

LP chemie 3e graad ASO GO

- B9 – chemische informatie in gedrukte en elektronische bronnen opzoeken, en met behulp van ICT verwerken, presenteren en weergeven in grafieken, diagrammen of tabellen;
- 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 ;
- 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;
- 10 U –
aangeven dat het gemeenschappelijk stellen van een elektronenpaar tussen twee atomen de totale energie van het geheel verlaagt en dat de covalente binding dus leidt tot een grotere stabiliteit; (U)
- 13 – de begrippen mesomerie en gedelocaliseerde elektronen verwoorden;
- 15 – de ruimtelijke structuur (geometrie) van moleculen, zoals experimenteel vastgesteld, verklaren aan de hand van lewisformules en afstoting van elektronenparen;
- 16 – uit de ruimtelijke structuur en het verschil in elektronegatieve waarden afleiden dat de molecule een polair of apolair karakter heeft;
- 85 – in een gegeven redoxvergelijking de betrokken deeltjes, op basis van de elektronenoverdracht, identificeren als oxidator of als reductor;

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

- 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 – B19 Rangschikking van de elementen – De begrippen periode, groep, groepsnaam, metalen, niet-metalen, edelgassen, elektronegatieve waarde toepassen op een gegeven tabel van het PSE.
- 5.1.3.2 – B20 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 edelgasconfiguratie.
- 5.1.4.1 – B24 Bindingstypes – De mono-atomische ionvorming uitleggen voor metalen en niet-metalen uit de hoofdgroepen I, II, III, VI en VII uitgaande van de stabiliteit van edelgasatomen en van hun bijzondere elektronenconfiguratie.
- 5.1.4.1 – B25 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 – 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 – 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.
- 5.2.1.2 – B32 Anorganische samengestelde stoffen – Van anorganische samengestelde stoffen met gegeven formule de systematische naam met Griekse telwoorden vormen en omgekeerd.
- 5.2.2.1 – B39 Water als oplosmiddel – Het dipoolkarakter van een watermolecule verklaren vanuit het verschil in elektronegatieve waarden tussen zuurstof en waterstof en de geometrie van de molecule.
- 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.

- 5.2.3.3 – B51 Elektronenoverdrachtreacties – Een redoxreactie of elektronenoverdrachtreactie definiëren als een koppeling van een reductie en een oxidatie.

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

- 26 – een atoom beschrijven als kern omgeven door elektronen, gekaderd in een historisch perspectief.
- 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.
- 35 – het model van de atoombinding als gemeenschappelijk elektronenpaar tussen twee atomen voorstellen.
- 43 – het ontstaan van de ionbinding verklaren door uitwisseling van elektronen in de buitenste schil.
- 47 – het onderscheid tussen polaire en apolaire atoombindingen maken aan de hand van elektronegativiteiten.
- 48 – uit de ruimtelijke structuur en het verschil in elektronegativiteit van de samenstellende atomen afleiden dat de molecuule water een dipoolmolecuule is.
- 67 –
in verbrandingsreacties, in synthesesreacties met enkelvoudige stoffen en in ontledingsreacties van binaire stoffen oxidatie en reductie herkennen aan de hand van elektronenuitwisseling.

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

- 39 – een atoom beschrijven als kern omgeven door elektronen gekaderd in een historisch perspectief.
- 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.
- 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.
- 71 – uit de ruimtelijke structuur en het verschil in elektronegativiteit van de samenstellende atomen afleiden dat de molecuule water een dipoolmolecuule is.
- 96 – in verbrandingsreacties, in synthesesreacties met enkelvoudige stoffen en in ontledingsreacties van binaire stoffen oxidatie en reductie aanduiden aan de hand van elektronenuitwisseling.
- 98 – 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.
- 100 –
redoxreacties voorstellen door redoxvergelijkingen interpreteren als reacties waarbij elektronen worden uitgewisseld.

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

- 39 – een atoom beschrijven als kern omgeven door elektronen gekaderd in een historisch perspectief.
- 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.
- 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.

- 70 – uit de ruimtelijke structuur en het verschil in elektronegativiteit van de samenstellende atomen afleiden dat de molecuule water een dipoolmolecuule is.
- 93 – in verbrandingsreacties, in synthesesreacties met enkelvoudige stoffen en in ontledingsreacties van binaire stoffen oxidatie en reductie aanduiden aan de hand van elektronenuitwisseling.
- 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

- 26 – een atoom beschrijven als kern omgeven door elektronen, gekaderd in een historisch perspectief;
- 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;
- 35 – het model van de atoombinding als gemeenschappelijk elektronenpaar tussen twee atomen voorstellen.
- 43 – het ontstaan van de ionbinding verklaren door uitwisseling van elektronen in de buitenste schil.
- 47 – het onderscheid tussen polaire en apolaire atoombindingen maken aan de hand van elektronegativiteiten.
- 48 – uit de ruimtelijke structuur en het verschil in elektronegativiteit van de samenstellende atomen afleiden dat de molecuule water een dipoolmolecuule is.
- 67 – in verbrandingsreacties, in synthesesreacties met enkelvoudige stoffen en in ontledingsreacties van binaire stoffen oxidatie en reductie aanduiden aan de hand van elektronenuitwisseling.

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

- AD2 Informeren – Onder begeleiding en op basis van geselecteerde bronnen voor een gegeven onderzoeks-vraag, op een systematische wijze informatie verzamelen en ordenen.
- 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 – B32 Rangschikking van de elementen – De begrippen periode, groep, groepsnaam, metalen, niet-metalen, edelgassen, elektronegatieve waarde toepassen op een gegeven tabel van het PSE.
- 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.
- 5.1.4.1 – B38 Bindingstypes – De mono-atomische ionvorming uitleggen voor metalen en niet-metalen uit de hoofdgroepen I, II, III, VI en VII uitgaande van de stabiliteit van edelgasatomen en van hun bijzondere elektronencon-figuratie.
- 5.1.4.1 – B39 Bindingstypes – Het ontstaan van de ionbinding verklaren als een streven van atomen om tot de edelgasconfigu-ratie 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 – B43 Bindingstypes – Het ontstaan van de metaalbinding verklaren als een streven van vele metaal-atomen om tot de edelgasconfiguratie te komen door het gemeenschappelijk vrijgeven van elektronen uit de buiten-ste schil.
- 5.1.4.2 – B44 Roostertypes – Het verband aangeven tussen de aard van de chemische binding en het roostertype.
- 5.2.1.2 – B49 Anorganische samengestelde stoffen – Anorganische samengestelde stoffen classificeren in hun stofklasse.

- 5.2.2.1 – B59 Water als oplosmiddel – Het dipoolkarakter van een watermolecule experimenteel aantonen en verklaren vanuit het verschil in elektronegatieve waarden tussen zuurstof en waterstof en de geometrie van de molecule.
- 5.2.2.2 – B66 Het oplosproces van stoffen in water – Het polair karakter van water in verband brengen met het dissociëren van ionverbindingen en het ioniseren van polaire covalente verbindingen.
- 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.
- 5.2.3.3 – B77 Elektronenoverdrachtreacties – Een redoxreactie of elektronenoverdrachtreactie definiëren als een koppeling van een reductie en een oxidatie.
- 5.2.3.3 – B78 Elektronenoverdrachtreacties – Uit experimentele waarnemingen de spanningsreeks van metalen opstellen.
- 5.2.3.3 – B79 Elektronenoverdrachtreacties – Vanuit een gegeven spanningsreeks van metalen afleiden of een reactie tussen gegeven reagentia al dan niet optreedt.
- 5.2.3.3 – B80 Elektronenoverdrachtreacties – Eenvoudige redoxvergelijkingen tussen enkelvoudige stoffen opstellen.

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

- 1 – een overzicht van de energieniveaus in een atoom geven en uitleggen dat de energie van elektronen in een atoom gekwantiseerd is.
- 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.
- 8 – uit de ruimtelijke structuur en het verschil in elektronegatieve waarden afleiden of de molecule polair of apolair is.

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

- 1 – een overzicht van de energieniveaus in een atoom geven en uitleggen dat de energie van elektronen in een atoom gekwantiseerd is.
- 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.
- 7 – uit de ruimtelijke structuur en het verschil in elektronegatieve waarden afleiden of de molecule polair of apolair is.
- 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)

- 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 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.
- 5.1.1.3 V5 – Polaire en apolaire stoffen onderscheiden vanuit het verschil in elektronegatieve waarde tussen de bindingspartners en de gegeven geometrie van binaire en ternaire verbindingen.
- 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.
- 5.2.5.2 V30 – Redoxvergelijkingen met binaire en ternaire verbindingen opstellen
- 5.2.5.3 B33 – In een gegeven chemische reactie tussen koolstofverbindingen het reactietype identificeren als substitutie, additie, eliminatie, condensatie, polymeervorming en/of degradatie

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

- 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.
- 5.1.1.3 B10 – Polaire en apolaire stoffen onderscheiden vanuit het verschil in elektronegatieve waarde tussen de bindingspartners en de gegeven geometrie van binaire en ternaire verbindingen.
- 5.1.1.3 V10 – Polaire en apolaire stoffen onderscheiden vanuit het verschil in elektronegatieve waarde tussen de bindingspartners en de geometrie van binaire en ternaire verbindingen.
- 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.
- 5.2.5.2 U11 – Redoxvergelijkingen met binaire en ternaire verbindingen opstellen.
- 5.2.5.3 B47 – In een gegeven chemische reactie tussen koolstofverbindingen het reactietype identificeren als substitutie, additie, eliminatie, condensatie, polymeervorming en/of degradatie

LP Biotechnische wetenschappen 2e gr TSO GO

- 22 – een atoom beschrijven als kern omgeven door elektronen.
- 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.
- 32 – oxidatie en reductie uitleggen als een uitwisseling van elektronen.
- 33 – in een ontledingsreactie van binaire stoffen oxidatie en reductie aanduiden aan de hand van elektronenuitwisseling.

- 57 –
het model van de atoombinding als gemeenschappelijk elektronen-paar tussen twee atomen voorstellen.
- 62 –
uit de ruimtelijke structuur en het verschil in elektronegativiteit van de samenstellende atomen afleiden dat de molecule water een dipool-molecule is.

LP Chemie 2e gr TSO (Bio-esthetiek, Brood- en banket, Creatie en mode, Industriële wetenschappen, Lichamelijke opvoeding en sport, Slagerij en vleeswaren, Topsport) VVKSO

- 8 – Een atoom beschrijven als samengesteld uit protonen, neutronen en elektronen en hun 'plaats binnen het atoom omschrijven.
- 13 – De elektronenconfiguratie van de edelgasatomen in verband brengen met hun stabiliteit.

LP Chemie 2e gr TSO (Plant-, dier- en milieutechnieken) VVKSO

- 8 – Een atoom beschrijven als samengesteld uit protonen, neutronen en elektronen en hun 'plaats binnen het atoom omschrijven.
- 13 – De elektronenconfiguratie van de edelgasatomen in verband brengen met hun stabiliteit.

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

- 8 – Een atoom beschrijven als samengesteld uit protonen, neutronen en elektronen en hun 'plaats' binnen het atoom omschrijven.
- 13 – De elektronenconfiguratie van de edelgasatomen in verband brengen met hun stabiliteit.

LP Chemie 3e gr ASO VVKSO

- 6 –
chemische informatie in gedrukte bronnen en langs elektronische weg systematisch opzoeken en verwerken (C5partim-W1)
- 9 –
hoofdniveaus, subniveaus, magnetische niveaus en spin van een elektron onderscheiden voor het beschrijven van de energietoestand van een elektron
- 10 –
de basisregels voor de opvulling van de energieniveaus van de elektronen in de atomen toepassen
- 11 –
de symbolische voorstelling van de elektronenconfiguratie in een atoom interpreteren en weergeven
- 12 –
de waarde van de ionisatie-energie in verband brengen met de elektronenconfiguratie (W1)
- 13 –
het verband tussen de elektronenconfiguratie en de opbouw van het PSE met s, p, d en f-blok aangeven
- 14 –
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.
- 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

- 12 – chemische informatie in gedrukte bronnen en langs elektronische weg systematisch opzoeken en verwerken (C5partim-W1)
- 10 – hoofdniveaus, subniveaus, magnetische niveaus en spin van een elektron onderscheiden voor het beschrijven van de energietoestand van een elektron (SET12)
- 11 – de basisregels voor de opvulling van de energieniveaus van de elektronen in de atomen toepassen
- 12 – de symbolische voorstelling van de elektronenconfiguratie in een atoom interpreteren en weergeven
- 13 – de waarde van de ionisatie-energie in verband brengen met de elektronenconfiguratie (SET12)
- 14 – het verband tussen de elektronenconfiguratie en de opbouw van het PSE met s, p, d en f-blok aangeven (SET5)
- 15 – 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 (SET12).
- 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

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

- 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 hoofdennergieniveaus, van de eerste 18 chemische elementen van het periodiek systeem opstellen op basis van het atoomnummer. (ET 10)
- B20 – Het verband aangeven tussen de elektronenconfiguratie enerzijds en het periodenummer en het groepsnummer van de hoofdgroepen anderzijds, met speciale aandacht voor de stabiele edelgasconfiguratie. (ET 12)
- B21 – De mono-atomische ionvorming uitleggen voor metalen en niet-metalen uit de hoofdgroepen I, II, III, VI, VII uitgaande van de stabiliteit van edelgasatomen en van hun bijzondere elektronenconfiguratie. (ET 2, 7)
- B22 – Het ontstaan van de ionbinding verklaren als een streven van atomen om tot de edelgasconfiguratie te komen door uitwisseling van elektronen uit de buitenste schil. (ET 7)

- 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.
- B26 –
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. (ET 7,12)
- B38 –
Aan de hand van experimenteel onderzoek aantonen dat vrije ladingsdragers (elektronen of ionen) de oorzaak zijn van het elektrisch geleidingsvermogen van metalen en vloeibare ionverbindingen. (ET 2, 3, 4, 5, 6, 7)
- B41 –
Het begrip elektronegatieve waarde definiëren. (ET 29*)
- B70 –
Het oxidatiegetal omschrijven en bepalen voor ieder atoom in een eenvoudige verbinding. (ET 29*)
- B71 –
De verandering van oxidatiegetallen in een redoxreactie vaststellen en in verband brengen met de begrippen oxidatie en reductie en elektronenoverdracht voor:
 - verbrandingsreacties;
 - synthesesreacties met enkelvoudige stoffen;
 - analysereacties (ontleding) van binaire stoffen.
- B72 –
Een redoxreactie definiëren als een koppeling van een reductie en een oxidatie. (ET 29*)
- B73 –
Eenvoudige redoxvergelijkingen tussen enkelvoudige stoffen opstellen en hierbij reductor en oxidator aanduiden. (ET 12)
- B74 –
Uit experimentele waarnemingen de relatieve reductorsterkte van metalen kwalitatief afleiden. (ET 2, 3, 4, 5, 6, 7)
- V74 –
Uit experimentele waarnemingen de relatieve oxidatorsterkte van niet-metalen kwalitatief afleiden.

ET Natuurwetenschappen 2e gr ASO

- C7 – Leerlingen kunnen aan de hand van een gegeven reactievergelijking een chemische reactie classificeren als ionen-, protonen- of elektronenuitwisselingsreactie.
- 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.
- C10 – Leerlingen kunnen voor alle atomen uit de hoofdgroepen het aantal elektronen op de buitenste hoofdschil afleiden uit hun plaats in het periodiek systeem.
- C12 – Leerlingen kunnen voor een watermolecule het verband uitleggen tussen enerzijds de polariteit en anderzijds de ruimtelijke structuur en het verschil in elektronegatieve waarde van de samenstellende atomen.
- C16 – Leerlingen kunnen in verbrandingsreacties, in synthesesreacties met enkelvoudige stoffen en in ontledingsreacties van binaire stoffen oxidatie en reductie aanduiden aan de hand van elektronenuitwisseling.

ET Natuurwetenschappen 2e gr TSO/KSO

- ET9 – De leerlingen kunnen informatie op elektronische dragers raadplegen en verwerken.

ET Natuurwetenschappen 3e gr ASO

- B1 – Celorganellen, zowel op lichtmicroscopisch als op elektronenmicroscopisch niveau, benoemen en functies ervan aangeven.

LP Chemie 2e gr TSO/KSO OVSG

- 19 – Informatie op elektronische dragers kunnen raadplegen en verwerken.
- 72 – Kunnen aangeven dat een elektron en een proton een even grote, maar tegengestelde lading dragen.
- 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.
- 80 – Een omschrijving kunnen geven van: elektronenmantel, schil, elektronenconfiguratie.
- 81 – Weten dat de (elektronen)schillen genummerd .
- 82 – Kunnen aangeven dat het aantal elektronen dat kan voorkomen in een schil, beperkt is.
- 83 – De elektronenconfiguratie van de eerste 20 elementen kunnen afleiden en kennen.
- 84 – Een omschrijving kunnen geven voor: spin, elektronenpaar (doublet), ongepaard elektron.
- 85 – Weten dat de elektronen van de buitenste schil zoveel mogelijk ongepaard zijn.
- 86 – Een omschrijving kunnen geven voor valentie–elektronen.
- 87 – Weten dat in de Lewis–voorstelling van een element alleen het symbool en de valentie–elektronen van dat element worden weergegeven.
- 91 – Door vergelijking van de elektronenconfiguratie van elementen die behoren tot dezelfde groep kunnen afleiden dat die elementen een gelijk aantal valentie–elektronen hebben.
- 92 – Het verband kunnen aangeven tussen het groepsnummer en het aantal valentie–elektronen van de elementen in een groep.
- 94 – Door vergelijking van de elektronenconfiguratie van elementen die behoren tot dezelfde periode, kunnen afleiden dat voor die elementen het aantal door elektronen bezette schillen gelijk is.
- 97 – Kunnen meedelen dat de atomen van verschillende edelgassen gekenmerkt zijn door de aanwezigheid van elektronen in hun buitenste schil (–He): octetstructuur of edelgasconfiguratie.
- 103 – Ionen en atomen onderling kunnen vergelijken wat hun elementaire samenstelling (aantal protonen en elektronen) betreft.
- 106 – Van de eerste 20 elementen, metalen en niet–metalen van elkaar kunnen onderscheiden op basis van hun elektronenconfiguratie en de vorming van kationen of anionen.
- 128 – Inzien dat het model, waarbij een of meerdere elektronenparen gemeenschappelijk worden gesteld tussen de gebonden atomen, daarvoor een oplossing biedt.

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

- 6 – Chemische informatie in gedrukte bronnen en langs elektronische weg systematisch kunnen opzoeken, en met behulp van ICT kunnen weergeven in grafieken, diagrammen of tabellen.
- 53 – In een gegeven redoxevenwicht de betrokken deeltjes, op basis van elektronenoverdracht, kunnen identificeren als oxidator of als reductor.

LP Chemie 3e gr KSO OVSG

- 6 – Chemische informatie in gedrukte bronnen en langs elektronische weg systematisch kunnen opzoeken, en met behulp van ICT kunnen weergeven in grafieken, diagrammen of tabellen.

LP Chemie 3e gr TSO OVSG

- 6 – Chemische informatie in gedrukte bronnen en langs elektronische weg systematisch kunnen opzoeken, en met behulp van ICT kunnen weergeven in grafieken, diagrammen of tabellen.
- 47 – In een gegeven redoxevenwicht de betrokken deeltjes, op basis van elektronenoverdracht, kunnen identificeren als oxidator of als reductor.

LP Chemie 3e gr TSO (Topsport) OVSG

- 5 – Chemische informatie in gedrukte bronnen en langs elektronische weg systematisch kunnen opzoeken, en met behulp van ICT kunnen weergeven in grafieken, diagrammen of tabellen.
- 47 – In een gegeven redoxevenwicht de betrokken deeltjes, op basis van elektronenoverdracht, kunnen identificeren als oxidator of als reductor.

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

- 6 – Chemische informatie in gedrukte bronnen en langs elektronische weg systematisch kunnen opzoeken, en met behulp van ICT kunnen weergeven in grafieken, diagrammen of tabellen.
- 63 – In een gegeven redoxevenwicht de betrokken deeltjes, op basis van de elektronenoverdracht, kunnen identificeren als oxidator of als reductor.

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

- 29 – Via informatie, bekomen uit gedrukte bronnen en langs elektronische weg, over het smeltpunt en het kookpunt van een zuivere stof, de aggregatietoestand bij een gegeven temperatuur kunnen afleiden.
- 58 – Weten dat een elektron en een proton een even grote doch tegengestelde lading dragen.
- 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.
- 65 – Een omschrijving kunnen geven van: elektronenmantel, schil, elektronenconfiguratie.
- 67 – Kunnen aangeven dat het aantal elektronen dat kan voorkomen in een schil beperkt is.
- 68 – De elektronenconfiguratie van de eerste 18 elementen kunnen afleiden en kennen.
- 69 – Weten dat de elektronen van de buitenste schil zoveel mogelijk ongepaard zijn.
- 70 – Een omschrijving kunnen geven voor valentie-elektronen.
- 71 – Weten dat in de Lewis-voorstelling van een element alleen het symbool en de valentie-elektronen van dat element worden weergegeven.
- 75 – Door vergelijking van de elektronenconfiguratie van elementen die behoren tot dezelfde groep kunnen afleiden dat die elementen een gelijk aantal valentie-elektronen hebben.
- 76 – Het verband kunnen aangeven tussen het groepsnummer en het aantal valentie-elektronen van de elementen in een groep.
- 78 – Door vergelijking van de elektronenconfiguratie van elementen die behoren tot dezelfde periode, kunnen afleiden dat voor die elementen het aantal door elektronen bezette schillen gelijk is.
- 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.
- 82 – Kunnen meedelen dat de atomen van verschillende edelgassen gekenmerkt zijn door de aanwezigheid van elektronen in hun buitenste schil (–He): octetstructuur of edelgasconfiguratie.
- 88 – Ionen en atomen onderling kunnen vergelijken wat hun elementaire samenstelling (aantal protonen en elektronen) betreft.
- 91 – Van de eerste 18 elementen, metalen en niet-metalen van elkaar kunnen onderscheiden op basis van hun elektronenconfiguratie en de vorming van kationen of anionen.
- 92 – Elektronegatieve waarde kunnen gebruiken om metalen en niet-metalen te onderscheiden.
- 103 – Voor metalen en niet-metalen (behorend tot de eerste 18 elementen) de elektronenoverdracht die optreedt bij het tot stand komen van een ionbinding kunnen schematiseren in een vergelijking.
- 117 – Inzien dat het model, waarbij één of meerdere elektronenparen gemeenschappelijk worden gesteld tussen de gebonden atomen, daarvoor een oplossing biedt.
- 124 – Kunnen aangeven dat in het ammonium en oxoniumion het gemeenschappelijk elektronenpaar niet door beide betrokken atomen, maar slecht door één ervan wordt geleverd.

- 127 – Kunnen aangeven dat een tetraëder, met in het middelpunt de kern, toont hoe 4 elektronenparen gelijkmatig verdeeld zijn in de ruimte.
- 129 – Elektronegatieve waarde kunnen definiëren.
- 130 – Aan de hand van een tabel met elektronegatieve waarde kunnen afleiden welk karakter de binding tussen twee atomen heeft.
- 131 – Van een watermolecule het verband kunnen leggen tussen de polariteit enerzijds en anderzijds de ruimtelijke structuur en het verschil in elektronegatieve waarde van de samenstellende atomen.

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

- 48 – Via informatie, bekomen uit gedrukte bronnen en langs elektronische weg, over het smeltpunt en het kookpunt van een zuivere stof, de aggregatietoestanden bij een gegeven temperatuur kunnen afleiden.
- 76 – Kunnen aangeven dat een elektron en een proton een even grote doch tegengestelde lading dragen.
- 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.
- 87 – Een omschrijving kunnen geven van: elektronenmantel, schil, elektronenconfiguratie.
- 88 – Weten dat de (elektronen)schillen genummerd worden.
- 89 – Kunnen aangeven dat het aantal elektronen dat kan voorkomen in een schil, beperkt is.
- 90 – De elektronenconfiguratie van de eerste 18 elementen kunnen afleiden en kennen.
- 91 – Een omschrijving kunnen geven voor: spin, elektronenpaar, ongepaard elektron.
- 92 – Weten dat de elektronen van de buitenste schil zoveel mogelijk ongepaard zijn.
- 93 – Een omschrijving kunnen geven voor valentie–elektronen.
- 94 – Weten dat in de Lewis–voorstelling van een element alleen het symbool en de valentie–elektronen van dat element worden weergegeven.
- 98 – Door vergelijking van de elektronenconfiguratie van elementen die behoren tot dezelfde groep kunnen afleiden dat die elementen een gelijk aantal valentie–elektronen hebben.
- 99 – Het verband kunnen aangeven tussen het groepsnummer en het aantal valentie–elektronen van de elementen in een groep.
- 101 – Door vergelijking van de elektronenconfiguratie van elementen die behoren tot dezelfde periode, kunnen afleiden dat voor die elementen het aantal door elektronen bezette schillen gelijk is.
- 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.
- 105 – Kunnen meedelen dat de atomen van verschillende edelgassen gekenmerkt zijn door de aanwezigheid van elektronen in hun buitenste schil (–He): octetstructuur of edelgasconfiguratie.
- 111 – Ionen en atomen onderling kunnen vergelijken wat hun elementaire samenstelling (aantal protonen en elektronen) betreft.
- 114 – Van de eerste 18 elementen, metalen en niet–metalen van elkaar kunnen onderscheiden op basis van hun elektronenconfiguratie en de vorming van kationen of anionen.
- 115 – Elektronegatieve waarde kunnen gebruiken om metaal en niet–metalen te onderscheiden.
- 126 – Voor metalen en niet–metalen (behorend tot de eerste 18 elementen) de elektronenoverdracht die optreedt bij het tot stand komen van een ionbinding kunnen schematiseren in en vergelijking.
- 140 – Inzien dat het model, waarbij een of meerdere elektronenparen gemeenschappelijk worden gesteld tussen de gebonden atomen, daarvoor een oplossing vindt.
- 147 – Kunnen aangeven dat in het ammonium– en oxoniumion het gemeenschappelijk elektronenpaar niet door beide betrokken atomen, maar slechts door één ervan wordt geleverd.
- 150 – Kunnen aangeven dat een tetraëder, met in het middelpunt de kern, toont hoe 4 elektronenparen gelijkmatig

verdeeld zijn in de ruimte.

- 152 – Elektronegatieve waarde kunnen definiëren.
- 153 – Aan de hand van een tabel met elektronegatieve waarde kunnen afleiden welk karakter de binding tussen twee atomen heeft.
- 154 – Van een watermolecule het verband kunnen leggen tussen de polariteit enerzijds en anderzijds de ruimtelijke structuur en het verschil in elektronegatieve waarde van de samenstellende atomen.

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

- 48 – Via informatie, bekomen uit gedrukte bronnen en langs elektronische weg, over het smeltpunt en het kookpunt van een zuivere stof, de aggregatietoestanden bij een gegeven temperatuur kunnen afleiden.
- 76 – Kunnen aangeven dat een elektron en een proton een even grote doch tegengestelde lading dragen.
- 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.
- 87 – Een omschrijving kunnen geven van: elektronenmantel, schil, elektronenconfiguratie.
- 88 – Weten dat de (elektronen)schillen genummerd worden.
- 89 – Kunnen aangeven dat het aantal elektronen dat kan voorkomen in een schil, beperkt is.
- 90 – De elektronenconfiguratie van de eerste 18 elementen kunnen afleiden en kennen.
- 91 – Een omschrijving kunnen geven voor: spin, elektronenpaar, ongepaard elektron.
- 92 – Weten dat de elektronen van de buitenste schil zoveel mogelijk ongepaard zijn.
- 93 – Een omschrijving kunnen geven voor valentie–elektronen.
- 94 – Weten dat in de Lewis–voorstelling van een element alleen het symbool en de valentie–elektronen van dat element worden weergegeven.
- 98 – Door vergelijking van de elektronenconfiguratie van elementen die behoren tot dezelfde groep kunnen afleiden dat die elementen een gelijk aantal valentie–elektronen hebben.
- 99 – Het verband kunnen aangeven tussen het groepsnummer en het aantal valentie–elektronen van de elementen in een groep.
- 101 – Door vergelijking van de elektronenconfiguratie van elementen die behoren tot dezelfde periode, kunnen afleiden dat voor die elementen het aantal door elektronen bezette schillen gelijk is.
- 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.
- 105 – Kunnen meedelen dat de atomen van verschillende edelgassen gekenmerkt zijn door de aanwezigheid van elektronen in hun buitenste schil (–He): octetstructuur of edelgasconfiguratie.
- 111 – Ionen en atomen onderling kunnen vergelijken wat hun elementaire samenstelling (aantal protonen en elektronen) betreft.
- 114 – Van de eerste 18 elementen, metalen en niet–metalen van elkaar kunnen onderscheiden op basis van hun elektronenconfiguratie en de vorming van kationen of anionen.
- 115 – Elektronegatieve waarde kunnen gebruiken om metaal en niet–metalen te onderscheiden.
- 126 – Voor metalen en niet–metalen (behorend tot de eerste 18 elementen) de elektronenoverdracht die optreedt bij het tot stand komen van een ionbinding kunnen schematiseren in en vergelijking.
- 140 – Inzien dat het model, waarbij een of meerdere elektronenparen gemeenschappelijk worden gesteld tussen de gebonden atomen, daarvoor een oplossing vindt.
- 147 – Kunnen aangeven dat in het ammonium– en oxoniumion het gemeenschappelijk elektronenpaar niet door beide betrokken atomen, maar slechts door één ervan wordt geleverd.
- 150 – Kunnen aangeven dat een tetraëder, met in het middelpunt de kern, toont hoe 4 elektronenparen gelijkmatig verdeeld zijn in de ruimte.

- 152 – Elektronegatieve waarde kunnen definiëren.
- 153 – Aan de hand van een tabel met elektronegatieve waarde kunnen afleiden welk karakter de binding tussen twee atomen heeft.
- 154 – Van een watermolecule het verband kunnen leggen tussen de polariteit enerzijds en anderzijds de ruimtelijke structuur en het verschil in elektronegatieve waarde van de samenstellende atomen.

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

- 42 – In een gegeven redoxevenwicht de betrokken deeltjes, op basis van de elektronenoverdracht, kunnen identificeren als oxidator of als reductor.

LP chemie 3e graad ASO OVSG

- 56 – In een gegeven redoxevenwicht de betrokken deeltjes, op basis van de elektronenoverdracht, kunnen identificeren als oxidator of als reductor.