

(Y) VOORWOORD

Dit is de samenvatting chemie ter voorbereiding van het examen van module 4.

Het examen van module 4 omvat 3 grote delen:

(1) ZUUR-BASETITRATIES (deze samenvatting)

(2) REDOXREACTIES (zie andere samenvatting op website)

(3) OVERZICHT REACTIETYPEN (zie andere samenvatting op website)

Deze samenvatting behandelt enkel en alleen maar zuur-basetitraties (= neutralisatiereacties).

Opmerking: titels met **[IG/CO]** is enkel leerstof voor degenen die het ingangsexamen geneeskunde mee willen doen of meedoen aan de (2^{de} ronde van) de chemie-olympiade.

(X) FOUTJE?

Meld fouten altijd aan Abdellah via Smartschool.

(Z) INHOUDSTAFEL

Over twee pagina's

Samenvatting chemie

– module 4 – zuur-basetitraties (= neutralisatiereacties) – voorbereiding examen

Inhoud

0) Tabellen & formularium.....	4
0.1) Zuur- en baseconstanten	4
0.2) Formularium pH	5
0.3) Zuur-baseindicatoren	5
1) Inleiding.....	6
1.1) Algemeen reactietype neutralisatie.....	6
1.2) [IG/CO] Achtergrondinformatie titraties	6
1.2.1) Definitie	6
1.2.2) Basisopstelling van een titratie	6
1.2.3) Definitie equivalentiepunt	7
1.2.4) Equivalentiepunt bepalen: methoden	7
1.3) Titratievormen	9
1.3.1) Voorbeeldoefening 1: sterk zuur – sterke base	10
1.3.2) Voorbeeldoefening 2: zwak zuur + sterke base	17
1.3.3) Voorbeeldoefening 3: zwakke base + zwak zuur	21
1.3.4) Voorbeeldoefening 4: sterk zuur + zwakke base	24
1.4) [IG/CO] extra formule titratie sterk zuur – sterke base.....	27
1.4.1) Waardigheid van een zuur en base	27
1.4.2) Probleem: titratie van een meerwaardig sterk zuur met een eenwaardig sterke base	27
1.4.3) De titratieformule voor de titratie tussen een sterk zuur en sterke base	28
2) Zelftest: heb ik alles begrepen?.....	29
2.1) Opgaven ingangsexamen geneeskunde	29
2.1.1) Opgaven	29
2.1.2) Oplossingen	32
2.2) Opgaven chemie-olympiade	35
2.2.1) Opgaven	35
2.2.2) Oplossingen	41

0) Tabellen & formularium

Je mag onderstaande gegevens over zuren en basen gebruiken op het examen chemie.

0.1) Zuur- en baseconstanten

Tabel : Zuur-basekoppels

pK_z	K_z	brønstedzuur	geconjugeerde brønstedbase	K_b	pK_b
-11	10^{11}	Hl	I ⁻	10^{-25}	25
-9	10^9	HBr	Br ⁻	10^{-23}	23
-8	10^8	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	10^{-22}	22
-7	10^7	HCl	Cl ⁻	10^{-21}	21
-3	10^3	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	10^{-17}	17
-2	10^2	HNO ₃	NO ₃ ⁻	10^{-16}	16
-1	10^1	H ₂ CrO ₄	HCrO ₄ ⁻	10^{-15}	15
-1	10^1	HClO ₃	ClO ₃ ⁻	10^{-15}	15
10⁰		H₃O⁺ sterk zuur	H₂O heel zwakke base	$K_w = 10^{-14}$	$pK_w = 14$
0,70	$2,0 \cdot 10^{-1}$	HBrO ₃	BrO ₃ ⁻	$5,0 \cdot 10^{-14}$	13,30
0,77	$1,7 \cdot 10^{-1}$	HIO ₃	IO ₃ ⁻	$5,9 \cdot 10^{-14}$	13,23
1,81	$1,55 \cdot 10^{-2}$	H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻	$6,46 \cdot 10^{-13}$	12,19
1,92	$1,20 \cdot 10^{-2}$	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	$8,32 \cdot 10^{-13}$	12,08
2,00	$1,0 \cdot 10^{-2}$	HClO ₂	ClO ₂ ⁻	$1,0 \cdot 10^{-12}$	12,00
2,12	$7,59 \cdot 10^{-3}$	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	$1,32 \cdot 10^{-12}$	11,88
2,7	$2,0 \cdot 10^{-3}$	Hg(H ₂ O) ₄ ²⁺	Hg(H ₂ O) ₃ OH ⁺	$5,0 \cdot 10^{-12}$	11,3
3,1	$7,94 \cdot 10^{-4}$	Fe(H ₂ O) ₆ ³⁺	Fe(H ₂ O) ₅ OH ₂ ⁺	$1,26 \cdot 10^{-11}$	10,9
3,37	$4,27 \cdot 10^{-4}$	HNO ₂	NO ₂ ⁻	$2,34 \cdot 10^{-11}$	10,63
3,48	$3,31 \cdot 10^{-4}$	CH ₃ COOC ₆ H ₄ COOH	CH ₃ COOC ₆ H ₄ COO ⁻	$3,02 \cdot 10^{-11}$	10,52
3,75	$1,78 \cdot 10^{-4}$	HCOOH	HCOO ⁻	$5,62 \cdot 10^{-11}$	10,25
3,9	$1,26 \cdot 10^{-4}$	Sn(H ₂ O) ₄ ²⁺	Sn(H ₂ O) ₃ OH ⁺	$7,94 \cdot 10^{-11}$	10,1
4,75	$1,78 \cdot 10^{-5}$	CH ₃ COOH (= HAc)	CH ₃ COO ⁻ (= Ac ⁻)	$5,62 \cdot 10^{-10}$	9,25
5,0	$1,0 \cdot 10^{-5}$	Al(H ₂ O) ₆ ³⁺	Al(H ₂ O) ₅ OH ²⁺	$1,0 \cdot 10^{-9}$	9,0
6,37	$4,27 \cdot 10^{-7}$	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	$2,34 \cdot 10^{-8}$	7,63
6,49	$3,24 \cdot 10^{-7}$	HCrO ₄ ⁻	CrO ₄ ²⁻	$3,09 \cdot 10^{-8}$	7,51
7,04	$9,12 \cdot 10^{-8}$	H ₂ S	HS ⁻	$1,10 \cdot 10^{-7}$	6,96
7,18	$6,61 \cdot 10^{-8}$	HSO ₃ ⁻	SO ₃ ²⁻	$1,51 \cdot 10^{-7}$	6,82
7,21	$6,17 \cdot 10^{-8}$	H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	$1,62 \cdot 10^{-7}$	6,79
7,53	$2,95 \cdot 10^{-8}$	HClO	ClO ⁻	$3,39 \cdot 10^{-7}$	6,47
7,6	$2,5 \cdot 10^{-8}$	Zn(H ₂ O) ₄ ²⁺	Zn(H ₂ O) ₃ OH ⁺	$4,0 \cdot 10^{-7}$	6,4
8,69	$2,04 \cdot 10^{-9}$	HBrO	BrO ⁻	$4,9 \cdot 10^{-6}$	5,31
8,7	$2,0 \cdot 10^{-9}$	Cu(H ₂ O) ₄ ²⁺	Cu(H ₂ O) ₃ OH ⁺	$5,0 \cdot 10^{-6}$	5,3
8,9	$1,26 \cdot 10^{-9}$	Co(H ₂ O) ₆ ²⁺	Co(H ₂ O) ₅ OH ⁺	$7,94 \cdot 10^{-6}$	5,1
9,0	$1,0 \cdot 10^{-9}$	Pb(H ₂ O) ₄ ²⁺	Pb(H ₂ O) ₃ OH ⁺	$1,0 \cdot 10^{-5}$	5,0
9,25	$5,62 \cdot 10^{-10}$	NH ₄ ⁺	NH ₃	$1,78 \cdot 10^{-5}$	4,75
9,31	$4,90 \cdot 10^{-10}$	HCN	CN ⁻	$2,04 \cdot 10^{-5}$	4,69
9,4	$4,0 \cdot 10^{-10}$	Ni(H ₂ O) ₆ ²⁺	Ni(H ₂ O) ₅ OH ⁺	$2,5 \cdot 10^{-5}$	4,6
9,5	$3,16 \cdot 10^{-10}$	Fe(H ₂ O) ₆ ²⁺	Fe(H ₂ O) ₅ OH ⁺	$3,16 \cdot 10^{-5}$	4,5
10,25	$5,62 \cdot 10^{-11}$	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	$1,78 \cdot 10^{-4}$	3,75
10,64	$2,29 \cdot 10^{-11}$	HIO	IO ⁻	$4,37 \cdot 10^{-4}$	3,36
11,4	$4,0 \cdot 10^{-12}$	Mg(H ₂ O) ₆ ²⁺	Mg(H ₂ O) ₅ OH ⁺	$2,5 \cdot 10^{-3}$	2,6
11,7	$2,0 \cdot 10^{-12}$	Ag(H ₂ O) ₂ ⁺	Ag(H ₂ O) ₁ OH	$5,0 \cdot 10^{-3}$	2,3
11,96	$1,1 \cdot 10^{-12}$	HS ⁻	S ²⁻	$9,12 \cdot 10^{-3}$	2,04
12,6	$2,5 \cdot 10^{-13}$	Ca(H ₂ O) ₆ ²⁺	Ca(H ₂ O) ₅ OH ⁺	$4,0 \cdot 10^{-2}$	1,4
12,67	$2,14 \cdot 10^{-13}$	HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	$4,68 \cdot 10^{-2}$	1,33
13,2	$6,3 \cdot 10^{-14}$	Ba(H ₂ O) ₈ ²⁺	Ba(H ₂ O) ₇ OH ⁺	$1,6 \cdot 10^{-1}$	0,8
13,8	$1,6 \cdot 10^{-14}$	Li(H ₂ O) ₄ ⁺	Li(H ₂ O) ₃ OH	$6,3 \cdot 10^{-1}$	0,2
pK_w=14		$K_w = 10^{-14}$	H₂O heel zwak zuur	OH⁻ sterke base	10⁰
14,7	$2,0 \cdot 10^{-15}$	Na(H ₂ O) ₆ ⁺	Na(H ₂ O) ₅ OH	$5,0 \cdot 10^0$	-0,3
15,0	$1,0 \cdot 10^{-15}$	K(H ₂ O) ₈ ⁺	K(H ₂ O) ₇ OH	$1,0 \cdot 10^1$	-1,0
29	10^{-29}	OH ⁻	O ²⁻	10^{15}	-15

pK_z bij 25°C Let op: K_z is berekend uit pK_z , waardoor fout op laatste decimaal t.o.v. exacte waarde

0.2) Formularium pH

Zuren en basen: formularium

• Sterk zuur	$\text{pH} = -\log C_z$
• Zwak zuur	$\text{pH} = \frac{1}{2} pK_z - \frac{1}{2} \log C_z$
• Sterke base	$\text{pH} = 14 + \log C_b$
• Sterke 2-waardige base	$\text{pH} = 14 + \log 2C_b$
• Zwakke base	$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} pK_b + \frac{1}{2} \log C_b$
• Zouten:	
Metaal	$K_z < 10^{-14}$ interactie van BZ verwaarloosbaar
Zuurrest	$K_b < 10^{-14}$ interactie van BB verwaarloosbaar

- K_z en K_b verwaarloosbaar: $\text{pH} = 7$
- K_b verwaarloosbaar: pH van zwak zuur
- K_z verwaarloosbaar: pH van zwakke base
- K_z en K_b NIET verwaarloosbaar: $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} pK_z - \frac{1}{2} pK_b$
- Amfolyt $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \cdot pK_{z(2)} - \frac{1}{2} \cdot pK_{b(1)}$
- Zure buffer $\text{pH} = pK_z - \log \frac{C_{zuur}}{C_{zout}}$

0.3) Zuur-baseindicatoren

Tabel 2: Omslaggebied van zuur-base-indicatoren

indicator	kleur (1)	omslaggebied	kleur (2)
methylviolet	geel	0 – 1,6	blauw
thymolblauw	rood	1,2 – 2,8	geel
2,4-dinitrofenol	kleurloos	2,8 – 4,0	rood
methyloranje	rood	3,2 – 4,4	oranje
broomcresolgroen	geel	3,8 – 5,4	blauw
methylrood	rood	4,8 – 6,0	geel
broomthymolblauw	geel	6,0 – 7,6	blauw
metanitrofenol	kleurloos	6,8 – 8,6	geel
fenolftaleïne	kleurloos	8,2 – 10,0	magenta
thymolftaleïne	kleurloos	9,4 – 10,6	blauw
alizarinegeel	geel	10,1 – 12,0	rood
5,5-indigodisulfonzuur	blauw	11,4 – 13,0	geel

1) Neutralisatiereacties

Zuren bijten (= zijn corrosief), basen zijn ook corrosief. Daarom is het belangrijk dat we ze kunnen neutraliseren en zoals je weet kunnen we dat ook doen.

1.1) Algemeen reactietype neutralisatie

Zuren en basen komen samen in **neutralisatiereacties**. Hierbij wordt een zuur met een base gemengd ter vorming van een zout en water.

REACTIEPATROON: ZUUR + BASE --> ZOUT + (WATER)

--> Ik heb water tussen haakjes gezet omdat water niet altijd wordt gevormd. Dit zien we als we alle soorten neutralisatie gaan bekijken

1.2) [IG/CO] Achtergrondinformatie titraties

Ga direct door naar (1.3) op p. 10 als je géén ingangsexamen geneeskunde of olympiade wil doen.

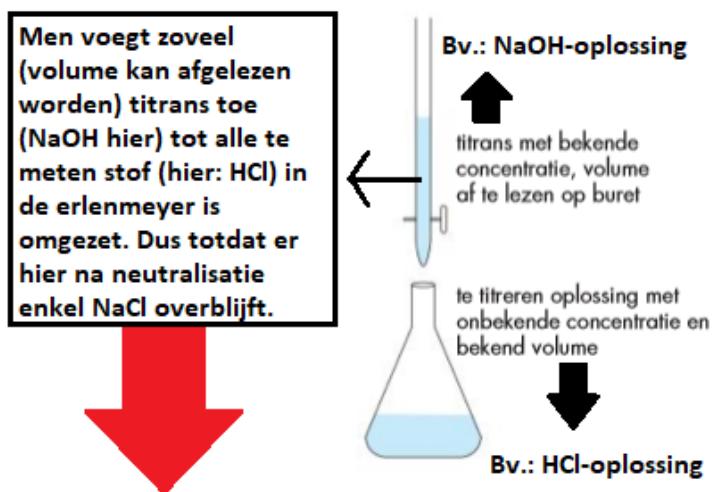
Natuurlijk is dit onderdeel lezen altijd goed om te lezen om extra inzicht te verkrijgen in de leerstof.

1.2.1) Definitie

Een titratie is een eeuwenoude chemische methode om de concentratie van een bepaalde stof (*hier: een zuur of base*) te bepalen.

1.2.2) Basisopstelling van een titratie

Een titratie is een chemisch experiment, dit is de opstelling van een titratie...



Men moet daarom het equivalentiepunt of omslagpunt bepalen --> dat punt waar alle stof (onbekende hoeveelheid) gereageerd heeft met het togedruppelde titrants (of reagens). Dus we voegen NaOH toe tot juist het punt voordat we een overmaat aan NaOH krijgen!

Een neutralisatiereactie gaat, zoals hierboven al aangehaald, door tot en met het zogenaamd equivalentiepunt. Op het equivalentiepunt (E.P.) is alle zuur en base omgezet naar een zout. Let op: de pH van het equivalentiepunt is niet altijd 7, hierop gaan we later dieper op in.

1.2.3) Definitie equivalentiepunt

We proberen een zuur-basetitratie altijd door te laten gaan totdat we het zogenaamde equivalentiepunt hebben bereikt, of kortweg totdat we 100% volledige neutralisatie bereiken.

Het equivalentiepunt is de pH die tijdens een neutralisatie wordt bereikt als de stoichiometrische verhoudingen H_3O^+ -ionen en OH^- -ionen bij elkaar worden gevoegd.

--> Je weet dat H_3O^+ en OH^- elkaar neutraliseren --> $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

--> eenvoudigere definitie: het equivalentiepunt is de pH die tijdens een neutralisatie bereikt wordt als we evenveel mol zuur als base in de oplossing hebben.

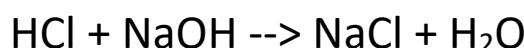
1.2.4) Equivalentiepunt bepalen: methoden

De equivalentiepunt kunnen we bepalen met de pH-meter/-indicator, de geleidbaarheidsmeter en een thermometer. We bespraken alle 3 de methoden in dit puntje.

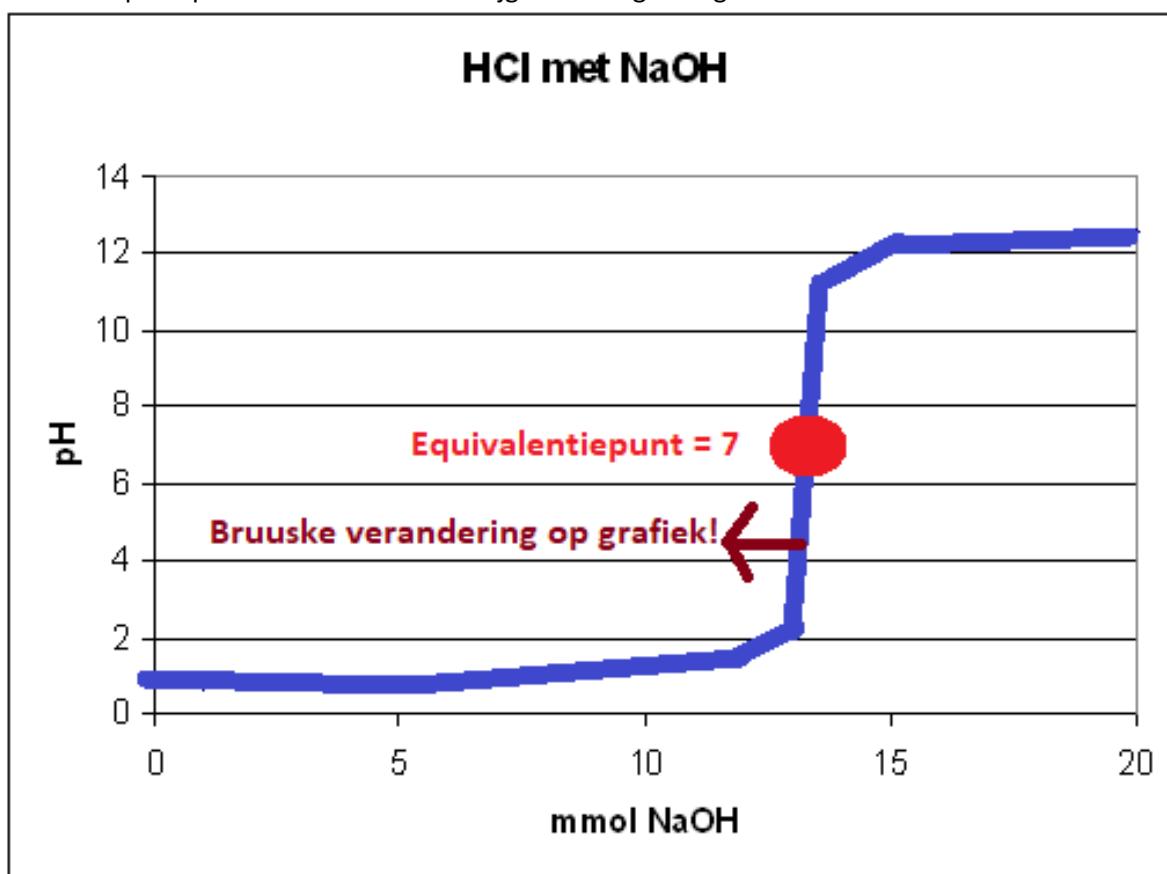
1.2.4.1) Equivalentiepunt bepalen: pH-meter (of: indicator)

(1) pH-meter

We titreren bijvoorbeeld HCl met NaOH, dit komt samen in volgende reactie:



Als we de pH experimenteel meten verkrijgen we volgende grafiek die we een titratiecurve noemen.



Je ziet dat je pH ineens een bruuske verandering ondergaat, op die (bijna) rechte waar de bruuske verandering is, is je equivalentiepunt.

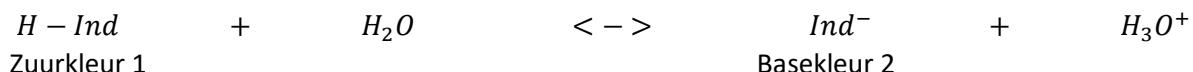
In dit geval ligt je equivalentiepunt op 7 omdat je een **sterk** zuur met een **sterke** base titreert, sterk en sterk heft elkaar immers op.

Eenmaal we een *overmaat* aan NaOH toevoegen zie je ook dat de pH groter wordt dan 7.

(2) Zuur-baseindicatoren

Zoals je weet gebruiken we zuur-baseindicatoren om te kijken of een stof zuur of basisch is. Zuur-baseindicatoren bestaan uit een zwak organisch zuur en zijn geconjugeerde base die in chemisch evenwicht met elkaar treden.

Zuur-base-indicatoren zijn kleurstoffen die zich gedragen als zwakte zuren of zwakte basen. De protolysereactie (= ionisatiereactie) met water levert anders gekleurde geconjugeerde basen of zuren. Ind staat voor indicator.



Zuurkleur 1

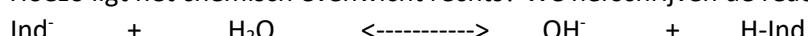
Basekleur 2

--> De ligging van dit evenwicht is sterk afhankelijk van de concentratie aan H_3O^+ en dus sterk afhankelijk van de pH.

→ Als we een zuur toevoegen, verhogen we in feite de concentratie aan H_3O^+ waardoor het chemisch evenwicht links zal liggen en we dus een kleurverandering naar zuurkleur 1 krijgen.

→ Als we een base toevoegen, verhogen we de concentratie aan OH^- , hierdoor ligt het chemisch evenwicht rechts waardoor we een kleurverandering naar basekleur 2 krijgen.

--> Hoezo ligt het chemisch evenwicht rechts? We herschrijven de reactie:



→ Als we een base toevoegen ligt het chemisch evenwicht bij deze reactie links, op onze reactie met het zuur komt dat overeen met de rechterkant van die reactie.

Het omslaggebied van zuur-baseindicatoren ligt in dit interval: $[pK_z - 1, pK_z + 1]$.

Let op: je moet altijd de gepaste zuur-baseindicator, dus een zuur-baseindicator met het omslaggebied rond je equivalentiepunt pakken bij een titratie.

1.2.4.2) Equivalentiepunt bepalen: geleidbaarheidsmeter



Equivalentiepunt bepalen via geleidbaarheidsmetingen

Het equivalentiepunt van een titratie kan ook bepaald worden via **conductometrie** of geleidbaarheidsmetingen. Deze metingen werken volgens het principe dat het geleidingsvermogen verandert gedurende de toevoeging van de titteervloeistof uit de buret, bv. bij zuur-basereacties.

Hoe werkt dit precies?

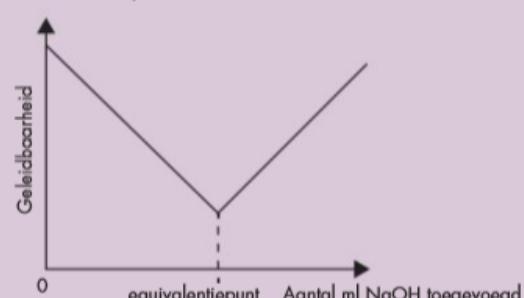


Fig. 3.19 Grafische voorstelling van een geleidbaarheidsmeting

Neem de titratie van een sterk zuur met een sterke base (bv. HCl en NaOH). Voordat NaOH wordt toegevoegd, is de geleidbaarheid hoog door de aanwezigheid van grote hoeveelheden H_3O^+ -ionen (en Cl^- -ionen). Wanneer de base wordt toegevoegd, daalt de geleidbaarheid aangezien de aanwezige H_3O^+ -ionen reageren met de toegevoegde OH^- -ionen ter vorming van water. Deze daling in geleidbaarheid gaat door tot aan het equivalentiepunt. In dit equivalentiepunt bevat de oplossing enkel NaCl. Na het equivalentiepunt zal de geleidbaarheid opnieuw stijgen door de grote geleidbaarheid van de (overmaat aan) OH^- -ionen (en de aanwezige Na^+ - en Cl^- -ionen).

--> Eerst is je geleidbaarheid hoog door de grote concentratie aan H_3O^+ .

--> Daarna daalt je geleidbaarheid door de neutralisatiereactie tussen oxonium en de hydroxide

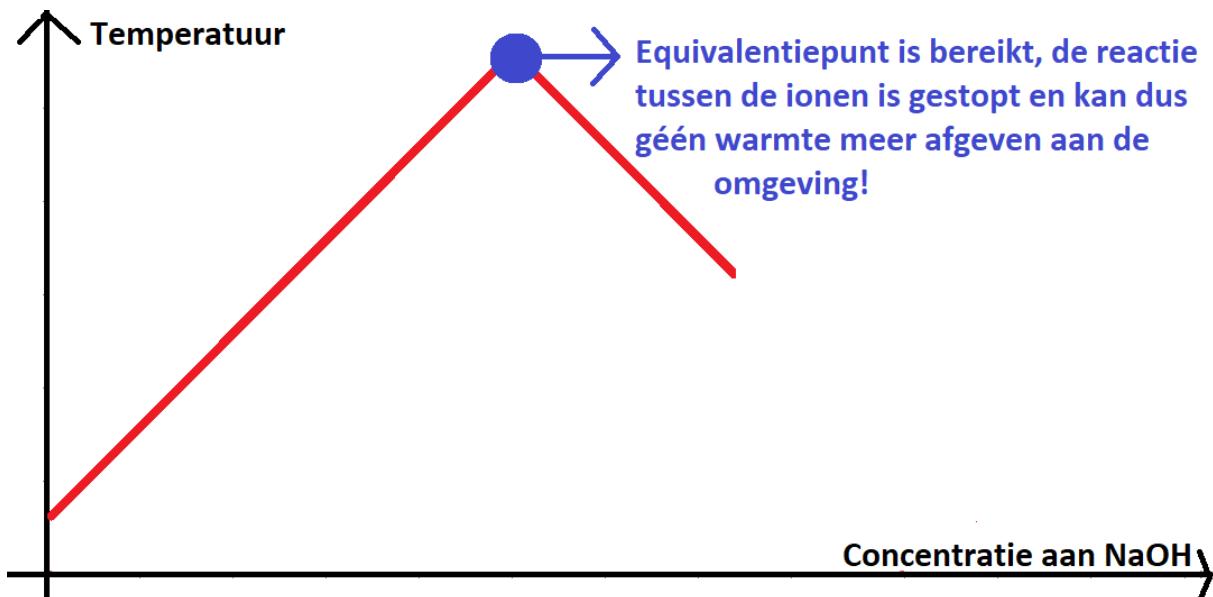
die aangemaakt wordt door de base: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

- > Die daling gaat verder tot aan het equivalentiepunt, op dit equivalentiepunt is de neutralisatiereactie compleet en hebben we alleen maar NaCl in de oplossing:
 $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- > De geleidbaarheid is echter niet 0, NaCl dissociert in water en geleidt dus nog steeds!
- Daarna voegen we een overmaat een NaOH toe, door de overmaat aan hydroxide-ionen stijgt de geleidbaarheid weer!

1.2.4.3) Equivalentiepunt bepalen: thermometer

De neutralisatiereactie is een exotherme reactie, er komt dus m.a.w. warmte vrij bij de neutralisatiereactie.

- > De temperatuur zal stijgen totdat het equivalentiepunt is bereikt, het punt waar er géén reactie is meer tussen de stoffen.
- > Na het equivalentiepunt, bij een overmaat aan NaOH bijvoorbeeld, daalt de temperatuur terug omdat er géén reactie meer is (alle HCl is opgebruikt).



1.3) Titratievormen

Er zijn 8 titratievormen die je moet kunnen onderscheiden op het examen:

- (1) STERK ZUUR – STERKE BASE
- (2) ZWAK ZUUR – STERKE BASE
- (3) STERK ZUUR – ZWAKKE BASE
- (4) ZWAK ZUUR – ZWAKKE BASE

- (5) STERKE BASE – STERK ZUUR
- (6) STERKE BASE – ZWAK ZUUR
- (7) ZWAKKE BASE – STERK ZUUR
- (8) ZWAKKE BASE – ZWAK ZUUR

Merk op dat titratievorm (5), (6), (7) en (8) het omgekeerde zijn van de eerste vier. Het enige verschil is dat het verloop van je titratie gaat omkeren.

Opmerking: enkel titratievorm (1) en (5) dienen gekend te zijn voor het ingangsexamen geneeskunde/chemie-olympiade.

Voor een theoretisch overzicht van de formules die je moet hanteren bij de berekeningen van de titraties verwijst ik door naar de schema 'overzicht titraties' op de website. Hier wil ik enkel titraties uitleggen a.d.h.v. enkele voorbeeldoefeningen.

1.3.1) Voorbeeldoefening 1: sterk zuur – sterke base

De vraag luidt in Cartuyvels' cursus:

1. Pipetteer 10 ml HCl-oplossing 0,1 mol/l in een beker en bereken de pH. Verdun de oplossing met water tot 100 ml en neutraliseer ze door er een NaOH-oplossing 0,1 mol/l aan toe te voegen.
 - a. Bereken de pH na het toevoegen van volgende hoeveelheden NaOH-oplossing: 0 ml; 5 ml; 9,9 ml; 10 ml; 11 ml; 20 ml.
 - b. Stel de neutralisatiecurve voor.

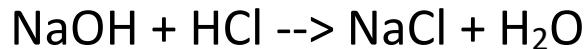
We lossen de vraag samen op. Ik begin een chemische vraagstuk met zeer veel gegevens eerst graag met het ordenen van mijn gegevens stof per stof. Dit zou je beter ook doen op het examen zodat je een goed overzicht hebt met: wat weet ik al? Wat zoek ik?

	HCl		NaOH
	$V_1 = 10 \text{ ml} = 10 \cdot 10^{-3} \text{l}$		$c = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 0,1 \text{ M}$
	$V_2 = 100 \text{ ml} = 100 \cdot 10^{-3} \text{l}$		
	$c = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$		

Nu we een mooi overzichtje hebben met wat we gegeven hebben kunnen we de vraag oplossen. Ik maak ook mooie tussentitels als ik zo'n vraag oplos omdat dit best wel een lange vraag is.

Voorbereidend werk: neutralisatiereactie opstellen

Je stelt best de neutralisatiereactie al op voorhand op, deze is makkelijk:



SUBVRAAG 1: Bereken de pH van 10 ml HCl 0,1 mol/l

In de eerste zin staat deze vraag verstopt. We berekenen de pH. Zoals je weet of zoals je kan aflezen uit de tabel is HCl een sterk zuur. De volgende pH-formule geldt voor een sterk zuur:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log C_z \\ &= -\log 0,1 \\ &= 1 \end{aligned}$$

We hebben deze subvraag opgelost!

SUBVRAAG 2: HCl-oplossing verdunnen met water tot 100 ml

Er staat in vraag 1 (voor a en b) nog: verdun de oplossing met water tot 100 ml. We moeten de oplossing dus éérst verdunnen.

Je kent de formule voor het verdunnen van stoffen met water nog:

$$c_1 V_1 = c_2 V_2$$

We hebben alles gegeven behalve c_2 . We halen hier dus c_2 uit en vullen onze gegeven getalwaarden in.

$$\Leftrightarrow c_2 = \frac{c_1 V_1}{V_2} = \frac{0,1 \text{ mol} \cdot 10 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

SUBVRAAG a: voeg NaOH toe

+ 0 ml:

Als we nog géén NaOH hebben toegevoegd, dan hebben we enkel nog maar onze verdunde zuroplossing. Deze vraag komt dus neer op: bereken de pH van je verdunde zuroplossing.

We kunnen uit onze zuur-basekoppels tabel afleiden dat HCl een sterk zuur is, op onze formuleblad lezen we de pH-formule voor sterke zuren af:

$$\begin{aligned} pH &= -\log C_z \\ &= -\log 0,01 \text{ (in subvraag 2 hebben we } 0,01 \text{ mol/l berekend)} \\ &= 2 \end{aligned}$$

De pH aan het begin van je titratie is dus 2!

We maken al een soort van tabelletje omdat we straks een grafiek moeten tekenen.

Volume NaOH toegevoegd	pH
+ 0 ml	2

+ 5ml:

Nu komt NaOH ook in het spel. We schrijven onze neutralisatiereactie op die we tijdens het voorbereidend werk hebben opgesteld.



$$\begin{aligned} V &= 5 \text{ ml} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ l} & V &= 10 \text{ ml} = 10 \cdot 10^{-3} \text{ l} \\ c &= 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} & c &= 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \\ \rightarrow n &= c \cdot V & \rightarrow n &= c \cdot V \\ &= 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 5 \cdot 10^{-3} \text{ l} & &= 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 10 \cdot 10^{-3} \text{ l} \\ &= 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} & &= 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \end{aligned}$$

**BEPERKEND REAGENS
(BR)**

OVERMAAT

Snelle herhaling chemie 4^{de}:

- ✓ Het beperkend reagens (BR) is de stof met de minste mol in de reactie en zal dus als eerst op zijn. Dit is logisch. Wanneer één stof op is stopt de reactie.
- ✓ Als het BR op is gereageerd, is er één stof in overmaat aanwezig in het reactievat.

NaOH is hierbij het beperkend reagens en zal volledig opreageren. Je moet dit lezen als: na de reactie is er géén NaOH meer over. Dat heeft als gevolg dat NaOH de pH van de oplossing niet zal bepalen.

HCl is in overmaat aanwezig na de reactie, dus zal HCl de pH van de oplossing bepalen. Let op: je moet als éérst berekenen hoeveel overmaat er aanwezig is want een deel HCl reageert weg in de reactie met NaOH!

$$\begin{aligned} n_{\text{overmaat}} &= n_{\text{HCl}} (\text{grootste aantal mol}) - n_{\text{NaOH}} (\text{kleinste aantal mol/BR}) \\ &= 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} - 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \\ &= 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \end{aligned}$$

Nu moet je de concentratie berekenen. Je hebt $5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$, maar in hoeveel volume?

Wel, zoals je weet zijn we de titratie gestart in met 100 ml. Nu hebben we 5 ml NaOH toegevoegd en hebben we dus 105 ml, dit komt overeen met $105 \cdot 10^{-3} \text{ l}$.

$$C_{\text{HCl(overmaat)}} = \frac{n_{\text{overmaat}}}{V} = \frac{5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{105 \cdot 10^{-3} \text{ l}} = 4,76 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Nu lees je de formule voor de pH van een sterk zuur af op je formularium:

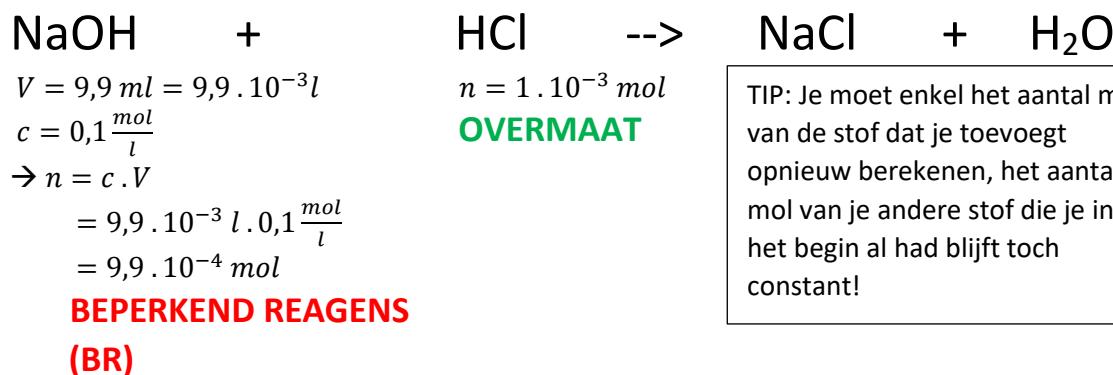
$$\begin{aligned}pH &= -\log C_z \\&= -\log 4,76 \cdot 10^{-3} \\&= 2,32\end{aligned}$$

We vullen ons tabelletje aan...

Volume NaOH toegevoegd	pH
+ 0 ml	2
+ 5 ml	2,32

+ 9,9 ml

We schrijven onze neutralisatiereactie opnieuw en berekenen het aantal mol NaOH voor 9,9 ml toegevoegde NaOH. We bepalen eveneens de overmaat en het BR.



TIP: Je moet enkel het aantal mol van de stof dat je toevoegt opnieuw berekenen, het aantal mol van je andere stof die je in het begin al had blijft toch constant!

Je moet nu, net zoals bij +5ml, de hoeveelheid overmaat aan HCl berekenen.

$$\begin{aligned}n_{\text{overmaat(HCl)}} &= n_{\text{HCl}} - n_{\text{NaOH}} \\&= 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} - 9,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \\&= 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\end{aligned}$$

In welk volume zitten we? We begonnen onze titratie met 100 ml oplossing en hebben 9,9 ml NaOH toegevoegd. We hebben nu dus een totaal volume V van $109,9 \text{ ml} = 109,9 \cdot 10^{-3} \text{ l}$.

Nu moet je de concentratie van je overmaat aan HCl berekenen

$$\begin{aligned}c_{\text{HCl(overmaat)}} &= \frac{n_{\text{overmaat}}}{V_{\text{totaal}}} \\&= \frac{1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}{109,9 \cdot 10^{-3} \text{ l}} \\&= 9,1 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{l}}\end{aligned}$$

Nu kan je je formule van de pH van een sterk zuur invullen. Er is immers géén NaOH meer over na de reactie, NaOH is het beperkend reagens.

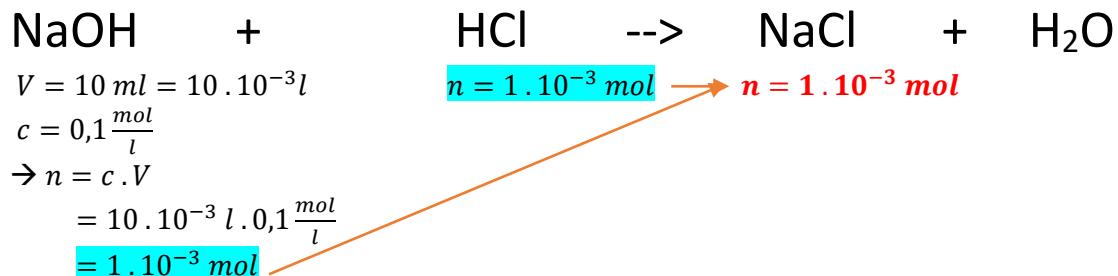
$$\begin{aligned}pH &= -\log C_z \\&= -\log 9,1 \cdot 10^{-5} \\&= 4,04\end{aligned}$$

We vullen ons tabelletje nu aan...

Volume NaOH toegevoegd	pH
+ 0 ml	2
+ 5 ml	2,32
+ 9,9 ml	4,04

+ 10 ml

We schrijven onze neutralisatiereactie opnieuw en berekenen het aantal mol NaOH voor 9,9 ml toegevoegde NaOH. We bepalen eveneens de overmaat en het BR.

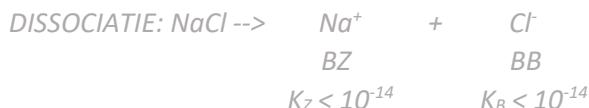


! EQUIVALENTIEPUNT !

Omdat je nu evenveel zuur als base hebt, zit je op het equivalentiepunt. Dit is het punt waarop je evenveel zuur als base hebt in je titratie. Er is nu géén beperkende reagens noch een overmaat. **Alle zuur en base zal neutraliseren en een zout vormen.**

Hoeveel is de pH nu? Omdat je een **sterk zuur** en **sterke base** hebt, mag je er vanuit gaan dat de **pH op het equivalentiepunt altijd 7 is**, omdat sterk en sterk elkaar immers opheft.

--> *Je kan de pH ook berekenen vanuit het formuleblad dat we op het examen mogen gebruiken:*



--> *Interactie van BB en BZ verwaarloosbaar: pH = 7.*

We vullen ons tabel aan...

Volume NaOH toegevoegd	pH
+ 0 ml	2
+ 5 ml	2,32
+ 9,9 ml	4,04
+ 10 ml	7

+ 11 ml



$$V = 11 \text{ ml} = 11 \cdot 10^{-3} \text{ l}$$

$$c = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$\rightarrow n = c \cdot V$$

$$= 11 \cdot 10^{-3} \text{ l} \cdot 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$= 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

OVERMAAT

$$n = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

BEPERKEND

REAGENS (BR)

Nu hebben we een overmaat NaOH aanwezig in onze reactie. Alle HCl zal dus wegreacteren en zal de pH dus niet bepalen. NaOH bepaalt de pH nu. Eerst berekenen we hoeveel overmaat aan NaOH we hebben...

$$\begin{aligned} n_{\text{overmaat(NaOH)}} &= n_{\text{NaOH}}(\text{grootste}) - n_{\text{HCl}}(\text{kleinste}) \\ &= 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} - 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \\ &= 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \end{aligned}$$

In hoeveel volume zitten we? We begonnen met 100 ml en hebben nu 11 ml toegevoegd. We zitten in totaal dus in een volume van 111 ml, dit komt overeen met $111 \cdot 10^{-3} \text{ l}$.

Nu kunnen we de concentratie aan de overmaat van NaOH berekenen.

$$\begin{aligned} c_{\text{overmaat(NaOH)}} &= \frac{1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{111 \cdot 10^{-3} \text{ l}} \\ &= 9,009009 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \end{aligned}$$

Nu we de concentratie aan NaOH hebben, kunnen we de pH berekenen. Zoals ik al heb gezegd reageert alle HCl op, het is de beperkende reagens. Enkel NaOH heeft nu iets te zeggen over de pH.

Op de formuleblad lees je de formule af voor de pH van een sterke (eenwaardige) base:

$$\begin{aligned} pH &= 14 + \log C_b \\ &= 14 + \log 9,009009 \cdot 10^{-4} \\ &= 10,95 = 11 \end{aligned}$$

We vullen ons tabel aan...

Volume NaOH toegevoegd	pH
+ 0 ml	2
+ 5 ml	2,32
+ 9,9 ml	4,04
+ 10 ml	7
+ 11 ml	11

+ 20 ml



$$V = 20 \text{ ml} = 20 \cdot 10^{-3} \text{ l}$$

$$c = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$\rightarrow n = c \cdot V$$

$$= 20 \cdot 10^{-3} \text{ l} \cdot 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$= 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

OVERMAAT

$$n = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

BEPERKEND

REAGENS (BR)

We berekenen de overmaat aan NaOH die we hebben...

$$n_{\text{overmaat(NaOH)}} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} - 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$= 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Hoeveel volume hebben we nu? We begonnen met 100 ml en hebben nu 20 ml toegevoegd. We zitten nu dus in een volume van 120 ml. Dit komt overeen met $120 \cdot 10^{-3} \text{ l}$.

Nu we de volume hebben, kunnen we de concentratie van de overmaat aan NaOH berekenen...

$$c_{\text{overmaat(NaOH)}} = \frac{n_{\text{overmaat}}}{V_{\text{totaal}}}$$

$$= \frac{1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{120 \cdot 10^{-3} \text{ l}}$$

$$= 8,33 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Nu we de concentratie aan NaOH hebben, kunnen we de pH berekenen. Zoals je al weet heeft enkel NaOH iets te zeggen over de pH, niet HCl omdat die volledig wegreacteert.

Op het formuleblad lees je de pH-formule voor een sterke base af...

$$pH = 14 + \log C_b$$

$$= 14 + \log 8,33 \cdot 10^{-3}$$

$$= 11,9$$

We vullen ons tabelletje aan...

Volume NaOH toegevoegd	pH
+ 0 ml	2
+ 5 ml	2,32
+ 9,9 ml	4,04
+ 10 ml	7
+ 11 ml	11
+ 20 ml	11,9

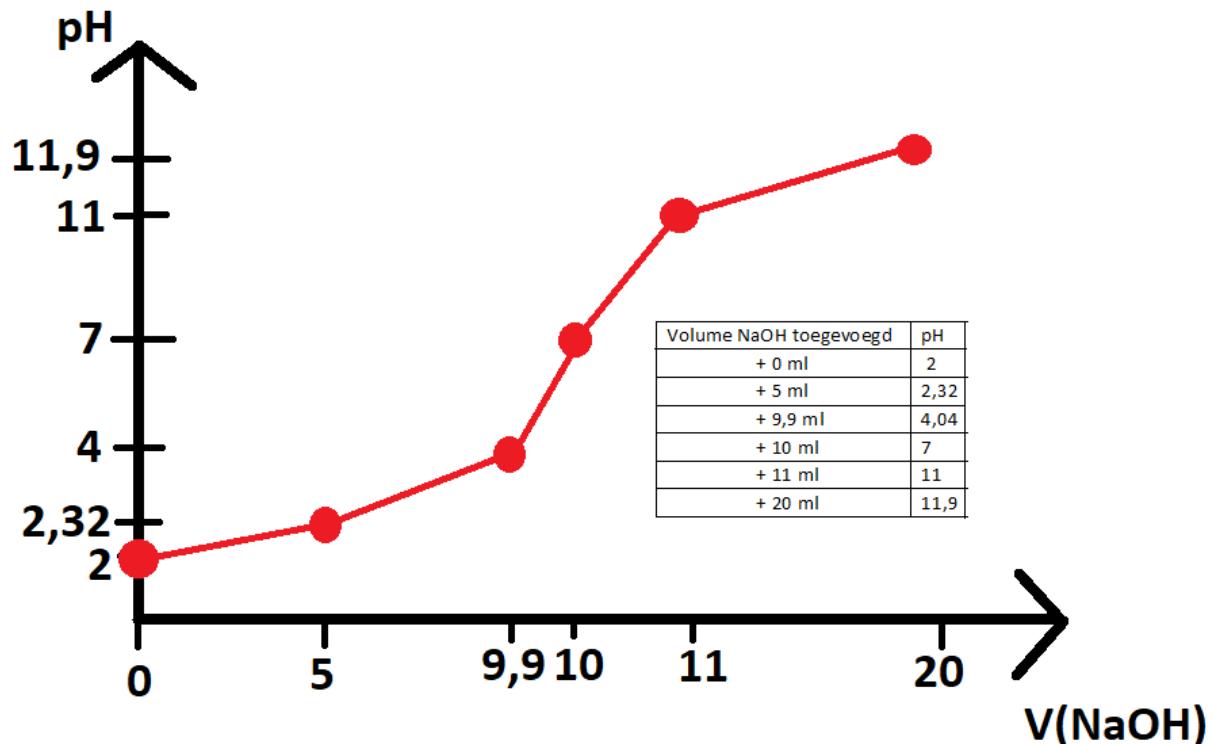
We kunnen nu eindelijk onze titratie-/neutralisatiecurve (grafiek) maken!

SUBVRAAG b: grafiek maken...

We hebben onze resultaten van het berekenen in een tabelletje gegoten tijdens het berekenen. Dit tabelletje is handig voor het maken van onze grafiek...

Volume NaOH toegevoegd	pH
+ 0 ml	2
+ 5 ml	2,32
+ 9,9 ml	4,04
+ 10 ml	7
+ 11 ml	11
+ 20 ml	11,9

We zetten de hoeveelheid toegevoegde volume op de x-as (= onafhankelijke variabele) en de pH op de y-as (= afhankelijke variabele). De pH hangt immers af van de hoeveelheid volume NaOH die je toevoegt.



Dit is je neutralisatiecurve! Proficiat! De oefening is gedaan!

1.3.2) Voorbeeldoefening 2: zwak zuur + sterke base

De vraag luidt in Cartuyvels' cursus:

6. Neem 25 ml HCOOH (0,10 mol/l) en leng deze aan tot 100 ml.
Titreer met een NaOH oplossing (0,15 mol/l)

- b) Bereken de pH van 100 ml HCOOH voor de titratie
c) Bereken het E.P. Wat is de pH bij E.P.?
d) Bereken de pH na toevoegen van 10 ml baseoplossing
e) Bereken de pH na toevoegen van 20 ml baseoplossing
f) Welke zuur-base-indicator zou je gebruiken?

We lossen de vraag samen op. Ik begon zoals gewoonlijk met mijn gegevens te sorteren stof per stof.

HCOOH	NaOH
$V_1 = 25 \text{ ml}$	$c = 0,15 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$
$c_1 = 0,10 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$	
$V_2 = 100 \text{ ml}$	

We starten de vraag op te lossen...

b) Bereken de pH van 100 ml HCOOH voor de titratie

Om dit te berekenen moet je je hoeveelheid HCOOH (25 ml) verdunnen met water. Je kent de regel om te verdunnen met water...

$$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$$
$$\Leftrightarrow c_2 = \frac{c_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{0,10 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 25 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} = 0,025 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Nu we de volume hebben kunnen we de pH berekenen... Je leest de formule voor pH van een zwak zuur af op je formuleblad.

$$pH = \frac{1}{2} pK_Z - \frac{1}{2} \log(C_z)$$

--> De pKz-waarde van HCOOH lees je af op je tabel, die bedraagt 3,75

$$\rightarrow \text{DUS: } pH = \frac{1}{2} \cdot 3,75 - \frac{1}{2} \cdot \log(0,025)$$
$$= 2,67$$

Onze pH voor de titratie is dus 2,67!

c) Bereken het E.P., wat is de pH bij het E.P.?

Je moet het E.P. berekenen, dit wil m.a.w. zeggen dat je de hoeveelheid volume NaOH die je moet toevoegen berekenen om op het E.P. te geraken.

Dit doe je door de formule: $C_Z V_Z = C_B V_B$

--> Hierbij staat Z voor zuur en B voor base. We weten alles behalve V_B en kunnen V_B hier dan ook uit halen.

$$\Leftrightarrow V_B = \frac{C_Z V_Z}{C_B} = \frac{0,10 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 25 \cdot 10^{-3} \text{ l}}{0,15 \frac{\text{mol}}{\text{l}}} = 0,01667 \text{ l} = 16,67 \text{ ml}$$

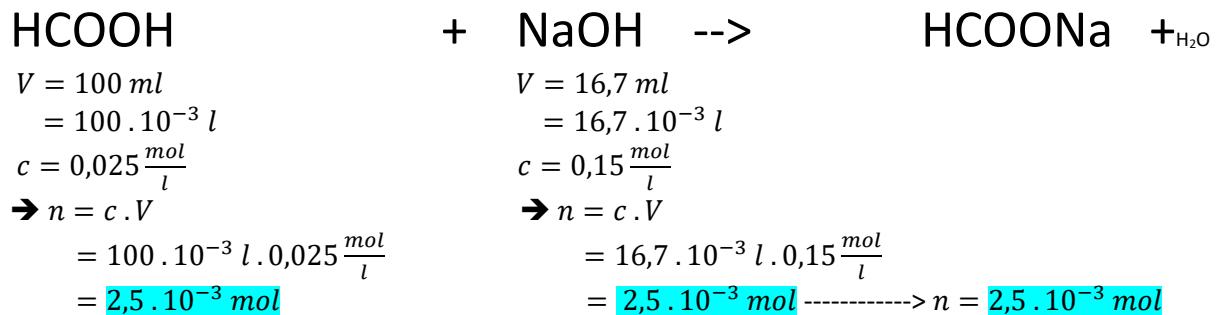
LET OP: Pak de juiste concentraties en volume!!! Of je pakt de blauwgekleurde, of je pakt de

groengekleurde maar je mag ze niet mixen want dan ben je fout. Je moet dezelfde volume bij de juiste concentratie hebben.

Nu we weten wanneer we het E.P. bereiken, nl. na 16,67 ml toe te voegen, kunnen we de pH bij het equivalentiepunt berekenen.

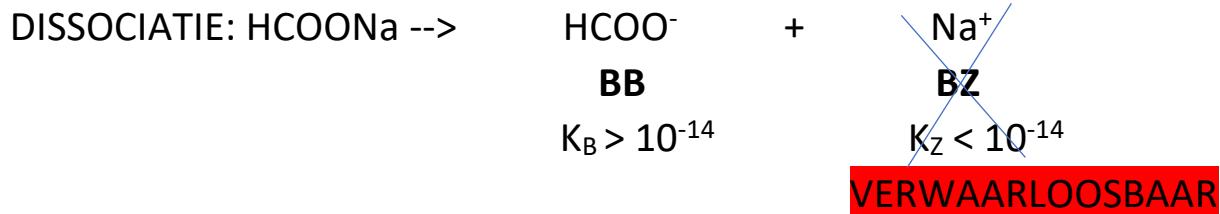
Wat is ons totaal volume? We zijn de titratie met 100 ml begonnen en hebben 16,67 ml toegevoegd, nu zitten we dus in een totaal volume van 116,7 ml (afgeronde waarde).

We schrijven de neutralisatieractie:



--> Je ziet perfect dat je op het E.P. zit aangezien je even veel zuur als base hebt. Alle zuur en base wordt volledig omgezet naar zout en water.

We hebben dus $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ HCOONa. HCOONa is een zout, een zout dissociert in water...



$$n = 2,5 \cdot 10^{-3} \longrightarrow n = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ (molverhouding)}$$

Op het formuleblad pH-berekeningen lezen we af:

--> interactie van BZ verwaarloosbaar = pH van zwakke base.

- De formule voor de pH van een zwakke base: $pH = 14 - \frac{1}{2} pK_B + \frac{1}{2} \log C_B$
- De pK_B -waarde lezen we af van onze zuur-basekoppelstabel en bedraagt 10,25.
- De concentratie van onze base moeten we nog berekenen.

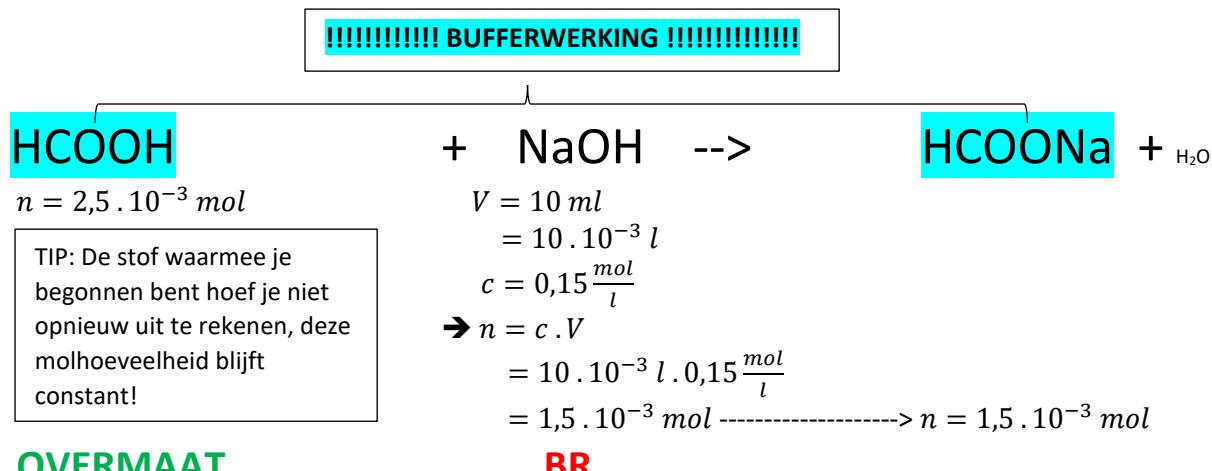
$$c = \frac{n}{V_{tot}} = \frac{2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{116,7 \cdot 10^{-3} \text{ l}} = 0,0214 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$\rightarrow \text{DUS: } pH = 14 - \frac{1}{2} \cdot 10,25 + \frac{1}{2} \log 0,0214 = 8,04$$

We komen dus een pH van 8,04 uit. Een nacheckmethode is om te kijken of dit resultaat wel realistisch is? In dit geval is ons resultaat realistisch omdat we een zwak zuur met een sterke base titreren. Onze sterke base zal de pH dus méér bepalen en de pH zal dus boven de 7 moeten liggen op het equivalentiepunt wat hierzo het geval is.

d) Bereken de pH na toevoegen van 10 ml baseoplossing

We schrijven de neutralisatieractie opnieuw:



Let op voor deze veelgemaakte fout, bij sterk zuur/sterke base had je het probleem van buffers niet maar bij zwak zuur/zwakke base wel en dat vergeten leerlingen wel soms. Ze schrijven op aahja NaOH is de BR dus we pakken de n van HCOOH en gebruiken de formule van zwak zuur. Dat is fout! HCOOH (zwak zuur) gaat bufferen met HCOONa (geconjugeerde zout) waardoor je de formule voor zure buffer moet gebruiken! Dat mag je niet over het hoofd zien!!!

→ Bij sterk zuur/sterke base hadden we het bufferprobleem niet aangezien een buffer slechts bestaat uit een zwak zuur en zijn geconjugeerde zwakke base.

Je moet de hoeveelheid overmaat nog berekenen (niet vergeten!), je weet inmiddels al hoe je dit moet doen.

$$\rightarrow n_{\text{overmaat(HCOOH)}} = \text{grootste} - \text{kleinste} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} - 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

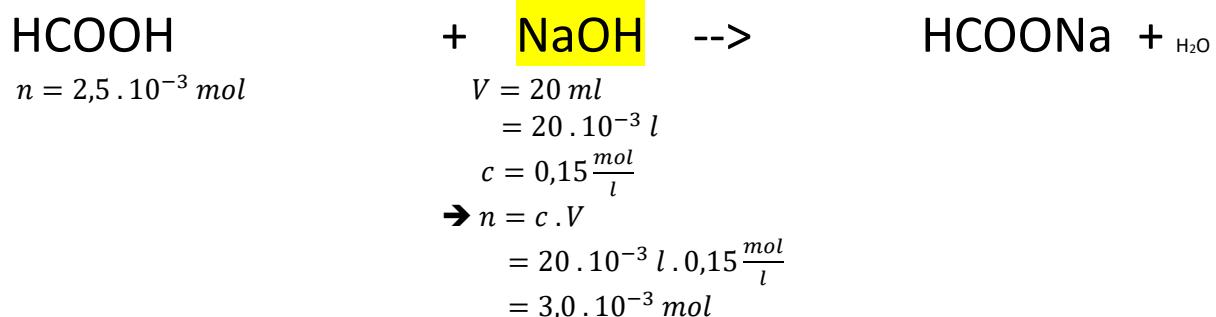
Het voordeel aan buffers is dat we de concentratie niet mogen uitrekenen aangezien $V = \text{constant}$ en we een verhouding hebben (hoor je nog te weten van module 3 chemie), dus we gaan direct over naar de formule opschrijven...

→ pH van HCOOH kennen we, die is 3,75

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{p}K_z - \log \frac{c_{z(\text{overmaat})}}{c_{\text{zout}}} \\ &= 3,75 - \log \frac{1 \cdot 10^{-3}}{1,5 \cdot 10^{-3}} \\ &= 3,92 \end{aligned}$$

e) Bereken de pH na toevoegen van 20 ml baseoplossing

We schrijven de neutralisatiereactie opnieuw:



BR

OVERMAAT

Je hebt nu NaOH in overmaat, dit kan niet bufferen omdat je géén buffer kan maken met een sterke base.

We berekenen hoeveel overmaat NaOH we hebben...

$$n_{\text{overmaat(NaOH)}} = n_{\text{NaOH}} - n_{\text{HCOOH}} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} - 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

We berekenen in hoeveel volume we zitten nu in totaal.

$$V_{\text{tot}} = 100 \text{ ml (begin)} + 20 \text{ ml (toegevoegd)} = 120 \text{ ml} = 120 \cdot 10^{-3} \text{ l}$$

Nu kunnen we de concentratie aan NaOH berekenen...

$$c_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{tot}}} = \frac{0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{120 \cdot 10^{-3} \text{ l}} = 4,167 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Met de concentratie kunnen we de pH berekenen. Je kan de formule voor de pH van een sterke (eenwaardige) base aflezen van je formuleblad op het examen...

$$\begin{aligned} pH &= 14 + \log C_b \\ &= 14 + \log 4,167 \cdot 10^{-3} \\ &= 11,6 \end{aligned}$$

f) Welk zuur-baseindicator zou je gebruiken?

Deze vraag is een puntenpakker op het examen. De regel bij een titratie is dat je een zuur-baseindicator gebruikt waarvan jouw equivalentiepunt in het omslaggebied van die indicator ligt?

→ Waarom? Omdat je bij een zuur-basetitratie de omslag van zuur naar basisch (of vice versa) wilt zien. Als de omslaggebied van je indicator NIET kortbij je equivalentiepunt zit, zie je de overgang van zuur naar basisch (of vice versa) niet!

We hebben ons equivalentiepunt bij vraag c berekend, ons equivalentiepunt lag op pH = 8,04.

--> We hebben een zuur-baseindicator nodig met zijn omslaggebied kortbij die waarde (pak je tabel van indicatoren!).

→ We zien dat metanitrofenol hier het beste aan voldoet! Ons zuur-baseindicator is dus metanitrofenol!

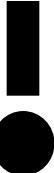
1.3.3) Voorbeeldoefening 3: zwakke base + zwak zuur

De vraag luidt in Cartuyvels cursus...

8. Neem 30 ml NH₃ (0,35 mol/l) en leg deze aan tot 100 ml.
Titreer met een CH₃COOH oplossing (0,20 mol/l)

- Bereken de pH van 100 ml NH₃ voor de titratie
- Bereken het E.P.. Wat is de pH bij E.P.
- Bereken de pH na toevoegen van 50 ml zuroplossing
- Bereken de pH na toevoegen van 60 ml zuroplossing
- Welke indicator zou je hier gebruiken?

We lossen de oefening samen op, zoals je weet sorteert ik mijn gegevens eerst stof per stof...



NH₃ (= ammoniak)

$$C_{NH_3} = 0,35 \frac{mol}{l}$$

$$V_1 = 30 \text{ ml}$$

$$V_2 = 100 \text{ ml}$$

CH₃COOH (= azijnzuur)

$$C_{CH_3COOH} = 0,20 \frac{mol}{l}$$

a) Bereken de pH van 100 ml NH₃ voor de titratie

We moeten NH₃ eerst verdunnen met water want we hebben slechts 30 ml...

$$\rightarrow c_1 V_1 = c_2 V_2 \Leftrightarrow c_2 = \frac{c_1 V_1}{V_2} = \frac{0,35 \frac{mol}{l} \cdot 30 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} = 0,105 \frac{mol}{l}$$

→ Nu kunnen we de pH berekenen van NH₃, NH₃ is een zwakke base (herinner je de regel: alle hydroxiden zijn sterke basen → NH₃ is géén hydroxide en is dus een zwakke base).

$$\rightarrow \text{DUS: pH zwakke base: } pH = 14 - \frac{1}{2} pK_b + \frac{1}{2} \log(C_b)$$

→ Op de tabel lezen we af: pK_b(NH₃) = 4,75

$$\begin{aligned} \rightarrow \text{DUS: } pH &= 14 - \frac{1}{2} \cdot 4,75 + \frac{1}{2} \cdot \log 0,105 \\ &= 11,13 \end{aligned}$$

b) Bereken het E.P., wat is de pH bij het E.P.?

Je weet al dat je het E.P. moet berekenen door de formule $C_Z \cdot V_Z = C_B \cdot V_B$

→ We kennen alles behalve V_Z , we moeten dus berekenen hoeveel volume azijnzuur we moeten toevoegen om het equivalentiepunt (**NIET: het epicentrum**) te bereiken.

$$\rightarrow \text{DUS: } C_Z V_Z = C_B V_B$$

$$\Leftrightarrow V_Z = \frac{C_B V_B}{C_Z}$$

$$\Leftrightarrow V_Z = \frac{0,35 \frac{mol}{l} \cdot 30 \text{ ml}}{0,20 \frac{mol}{l}} = 52,5 \text{ ml}$$

→ Je moet dus 52,5 ml azijnzuur toevoegen om het E.P. te bereiken.

De pH bij het E.P. is in dit geval makkelijk. Omdat je een zwak zuur met een zwakke base titreert is de pH bij het E.P. gelijk aan 7. Dit is omdat zwak en zwak elkaar opheft.

Wil je toch de pH bij het E.P. berekenen en het jezelf moeilijker maken dan het al is? Dan kan je dat doen, be my guest! We schrijven de neutralisatiereactie als eerst op...



Opgelet: ammonium gedraagt zich als een metaal!

Het gevormde ammoniumzout $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ dissociert in water...

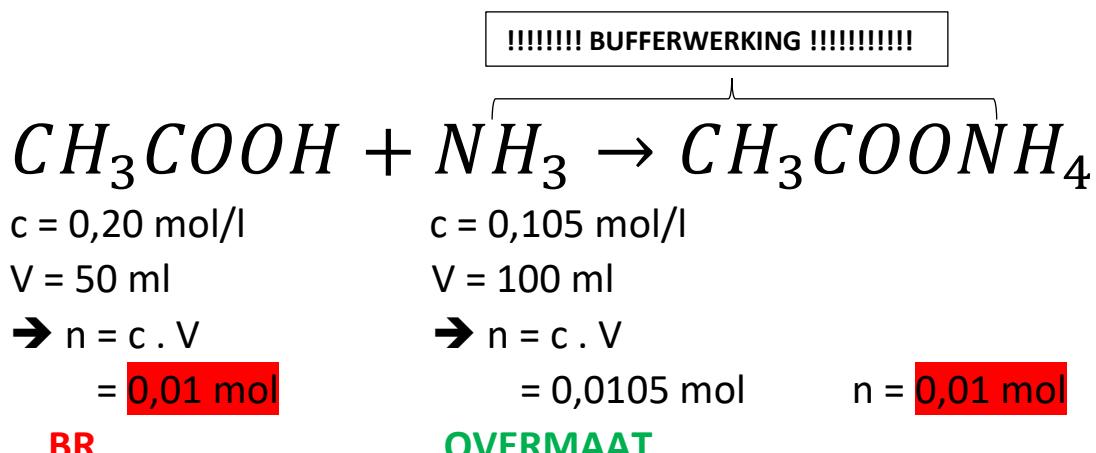


We gebruiken de formule voor dubbele interactie (vindt je op je formuleblad):

$$\begin{aligned} pH &= 7 + \frac{1}{2} pK_z - \frac{1}{2} pK_b \\ &= 7 + \frac{1}{2} \cdot 9,25 - \frac{1}{2} \cdot 9,25 \\ &= 7 \rightarrow \text{dit is net hetzelfde als we daarjuist hadden! :)} \end{aligned}$$

c) Bereken de pH na toevoegen van 50 ml zuuroplossing

We schrijven de neutralisatiereactie op...



We berekenen het overmaat aan NH_3 dat we hebben, je weet inmiddels al hoe je dat doet...

$$\eta_{\text{onvergaat}}(NH_3) \equiv \eta_{\text{grootste}} = \eta_{\text{kleinstte}} \equiv 0,0105 \text{ mol} = 0,01 \text{ mol} \equiv 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

→ We hebben dus een overmaat van $5 \cdot 10^{-4}$ mol NH₃

We weten dat NH_3 buffert met NH_4^+ (dat voorkomt onder de vorm van $\text{CH}_3\text{COONH}_4$), dit is immers een combinatie van een zwak zuur en een zwakke base. We gebruiken de pH van basische buffer omdat NH_3 een base is en we het meeste daarover hebben gegeven.

Zoals je weet moeten we bij buffers niet omzetten naar concentratie wegens de verhouding

Je leest op je tabel af dat de pK_b van NH_3 gelijk is aan 4,75.

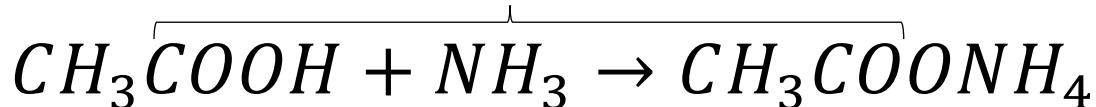
$$pH = 14 - pK_b + \log \frac{C_{base}}{C_{zout}} \\ = 14 - 4,75 + \log \frac{0,0105}{0,01} = 9,27$$

Dit resultaat is logisch omdat de base in overmaat aanwezig is, je moet dus een pH > 7 uittrekken!

d) Bereken de pH na toevoegen van 60 ml zuuroplossing

We schrijven de neutralisatiereactie op...

!!!!!! BUFFERWERKING !!!!!!!



$$c = 0,20 \text{ mol/l} \quad c = 0,105 \text{ mol/l}$$

$$V = 60 \text{ ml} \quad V = 100 \text{ ml}$$

$$\begin{aligned} \rightarrow n &= c \cdot V \\ &= 0,012 \text{ mol} \end{aligned} \quad \begin{aligned} \rightarrow n &= c \cdot V \\ &= 0,0105 \text{ mol} \rightarrow n = 0,0105 \text{ mol} \end{aligned}$$

OVERMAAT

BR

We berekenen onze overmaat aan CH_3COOH , je weet inmiddels al hoe je dit moet doen...

$$n_{CH_3COOH(\text{overmaat})} = n_{CH_3COOH} - n_{NH_3} = 0,012 \text{ mol} - 0,0105 \text{ mol} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Je mag niet over het hoofd zien dat we een zwak zuur en zwakke base na de reactie in de oplossing aanwezig hebben. Deze zullen met elkaar bufferen.

We gebruiken de formule voor de pH van een zure buffer omdat we een zuur hebben dat met een zout (geconjugeerde base ervan) buffert. We hebben ook veel over azijnzuur gegeven.

Zoals je weet moet je niet omzetten naar concentratie bij een buffer wegens de verhoudingen is het voldoende dat je gewoon je molhoeveelheid hebt.

Je leest op je tabel af dat de pK_z van CH_3COOH gelijk is aan 4,75

$$\begin{aligned} pH &= pK_z - \log \frac{c_z}{c_{\text{ZOUT}}} \\ &= 4,75 - \log \frac{1,5 \cdot 10^{-3}}{0,012} = 5,65 \end{aligned}$$

Onze uitkomst is ook logisch omdat je meer zuur dan base hebt, dus moet je sowieso een pH onder de 7 uitkomen.

e) Welke indicator zou je hier gebruiken?

Je weet al dat er één voorwaarde geldt om een goede indicator te zijn bij een zuur-basetitratie, namelijk dat het equivalentiepunt in je omslaggebied moet zitten.

We kijken op onze indicatorentabel welke indicator zijn omslaggebied rond ons equivalentiepunt van 7 heeft zitten...

We zien dat broommytholblauw de perfecte match is! We gebruiken dus broommytholblauw als indicator!

1.3.4) Voorbeeldoefening 4: sterk zuur + zwakke base

De vraag luidt in Cartuyvels' cursus...

3. Pipetteer 10 ml HAc-oplossing 0,1 mol/l in een beker en bereken de pH. Verdun de oplossing met water tot 100 ml en neutraliseer ze door er een NaOH-oplossing 0,1 mol/l aan toe te voegen.
- Bereken de pH na het toevoegen van volgende hoeveelheden NaOH-oplossing: 0 ml; 5 ml; 10 ml; 11 ml;

We lossen de oefening samen op en beginnen natuurlijk met de gegevens te sorteren stof per stof...



HAc (= CH₃COOH)

$$c_1 = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

NaOH

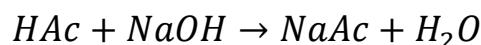
$$c = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$V_1 = 10 \text{ ml}$$

$$V_2 = 100 \text{ ml}$$

We lossen de oefening op...

Voorbereidend werk: we bepalen de neutralisatiereactie



Subvraag 1: Bereken pH van niet-verdunde HAc-oplossing

Je weet of je leidt af uit de tabel dat HAc een zwak zuur is, je leest op je formuleblad de pH-formule van een zwak zuur af:

--> Je haalt ook uit de tabel dat pK_Z = 4,75

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \frac{1}{2} \text{pK}_Z - \frac{1}{2} \log C_Z \\ &= \frac{1}{2} \cdot 4,75 - \frac{1}{2} \cdot \log 0,1 \\ &= 2,875 \end{aligned}$$

Subvraag 2: Verdun de HAc-oplossing

Je kent de formule om oplossingen te verdunnen met water: $c_1 V_1 = c_2 V_2$

$$\rightarrow \text{Je hebt alles gekregen behalve } c_2 \Rightarrow c_2 = \frac{c_1 V_1}{V_2} = \frac{0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 10 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Subvraag a: voeg NaOH toe...

+ 0 ml:

Als we 0 ml NaOH hebben toegevoegd, hebben we enkel onze verdunde HAc-oplossing. We berekenen dus in feite de pH van onze verdunde HAc-oplossing.

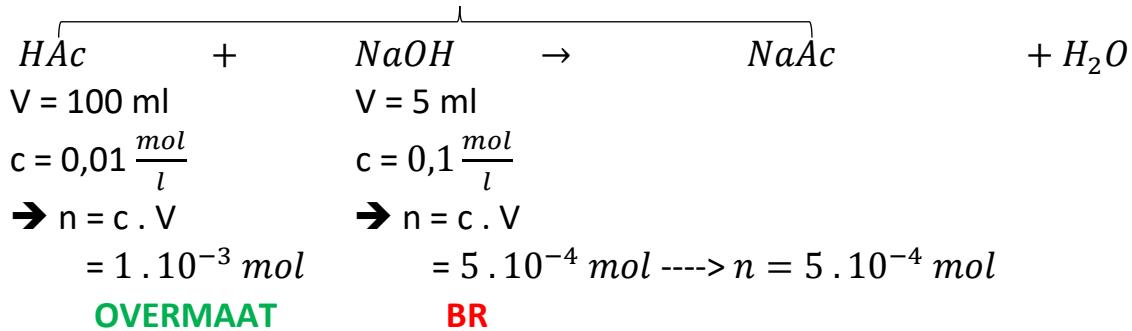
Je leest uit de tabel af dat pK_Z = 4,75 en je leest de formule voor de pH van een zwak zuur af van je formularium...

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \frac{1}{2} \text{pK}_Z - \frac{1}{2} \log C_Z \\ &= \frac{1}{2} \cdot 4,75 - \frac{1}{2} \cdot \log 0,01 \\ &= 3,375 \end{aligned}$$

+5 ml:

Hier komt NaOH in het spel, dus we gebruiken onze neutralisatiereactie...

!!!!!!!!!!!!!!BUFFERWERKING!!!!!!!!!!



We berekenen hoeveel overmaat we hebben...

$$n_{\text{overmaat}(HAc)} = n_{HAc} - n_{NaOH} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Omdat je hier te maken hebt met bufferwerking (een zwak zuur buffert met een zwakke base) moet je, zoals je al weet, niet omzetten naar concentratie.

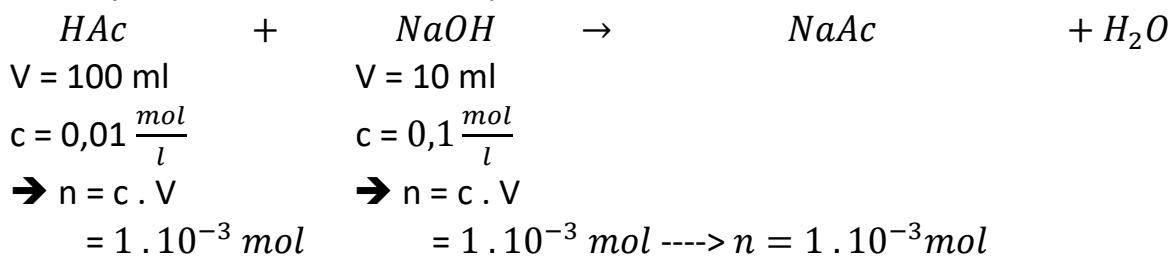
Je haalt de formule voor de pH van een zure buffer uit de formuleblad:

--> Je haalt uit je tabel dat de pK_z van HAc gelijk is aan 4,75

$$\begin{aligned} pH &= pK_z - \log \frac{c_z}{c_{\text{zout}}} \\ &= 4,75 - \log \frac{5 \cdot 10^{-4}}{5 \cdot 10^{-4}} \\ &= 4,75 \end{aligned}$$

+10 ml:

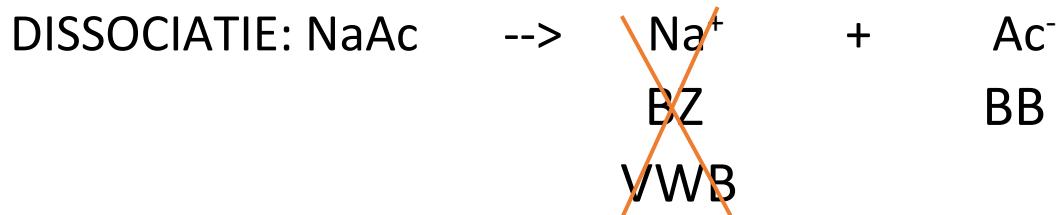
We schrijven onze neutralisatiereactie op...



! EQUIVALENTIEPUNT !

We hebben evenveel zuur als base en zitten dus op het equivalentiepunt. Op dit punt wordt alle zuur en base omgezet naar zout, er is m.a.w. géén BR noch overmaat.

NaAc is een zout en zoals je weet dissociëren zouten in water.



We zien dat de interactie van BZ verwaarloosbaar is, ons formuleblad zegt dat we dan de pH van een zwakke base moeten gebruiken.

Eerst moet je je concentratie uitrekenen voordat je die formule mag hanteren. We zijn gestart met 100 ml voor de titratie en hebben nu 10 ml NaOH toegevoegd. We zitten dus in een totaal volume van 110 ml, wat overeenkomt met $110 \cdot 10^{-3}$ l.

We hebben $1 \cdot 10^{-3}$ mol zout.

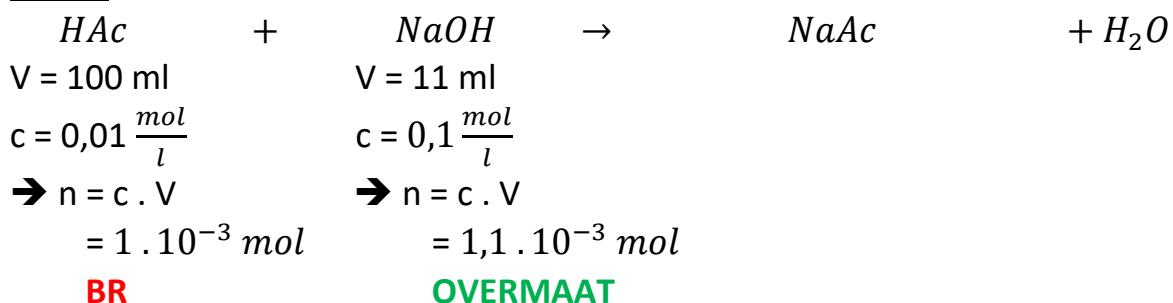
$$\Rightarrow \text{DUS: } c = \frac{n}{V} = \frac{1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{110 \cdot 10^{-3} \text{ l}} = 9,0909 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

We vullen nu de pH-formule voor zwakke base in... (tabel: $\text{p}K_b$ van $\text{Ac}^- = 9,25$)

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 14 - \frac{1}{2} \cdot \text{p}K_b + \frac{1}{2} \cdot \log C_b \\ &= 14 - \frac{1}{2} \cdot 9,25 + \frac{1}{2} \cdot \log(9,0909 \cdot 10^{-3}) \\ &= 8,35 \end{aligned}$$

Dit antwoord is ook logisch omdat we een zwak zuur met een sterke base titreren. Omdat sterk zwak overwint moet ons equivalentiepunt boven de 7 liggen.

+11 ml:



We hebben nu NaOH, onze sterke base, in overmaat. NaOH buffert niet omdat het een sterke base is en je kan immers géén sterke base in een bufferwerking hebben.

We berekenen de hoeveelheid overmaat NaOH die we hebben...

$$n_{\text{overmaat(NaOH)}} = 0,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

We berekenen het totaal volume: $V_{\text{tot}} = V_{\text{begin}} + V_{\text{toegevoegd}} = 100 \text{ ml} + 11 \text{ ml} = 111 \text{ ml}$

We zetten om naar concentratie...

$$\begin{aligned} c_{\text{NaOH}} &= \frac{n_{\text{NaOH(overmaat)}}}{V_{\text{tot}}} \\ &= \frac{0,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{111 \cdot 10^{-3} \text{ l}} = 9,009009 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \end{aligned}$$

We kunnen nu de pH berekenen, je leest de formule voor pH van een sterke base af...

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 14 + \log C_b \\ &= 14 + \log 9,009009 \cdot 10^{-4} \\ &= 10,95 \end{aligned}$$

Dit zijn alle titraties die je moet kunnen! Ez, toch? :)

1.4) [IG/CO] extra formule titratie sterk zuur – sterke base

Sla dit onderdeel over als je géén ingangsexamen geneeskunde of chemie-olympiade wilt doen!

1.4.1) Waardigheid van een zuur en base

We zeggen dat: HNO_3 een éénwaardig zuur is omdat het maar één H-atoom heeft.

H_2SO_4 een twééwaardig zuur is omdat het twéé H-atomen heeft.

H_3PO_4 een driewaardig zuur is omdat het drie H-atomen heeft.

→ De waardigheid van een zuur wordt dus bepaald door hoeveel H-atomen ze heeft!

We zeggen dat: NaOH een éénwaardig sterke base is omdat het maar één OH-groep heeft.

$\text{Mg}(\text{OH})_2$ een twééwaardige sterke base is omdat het twéé OH-groepen heeft.

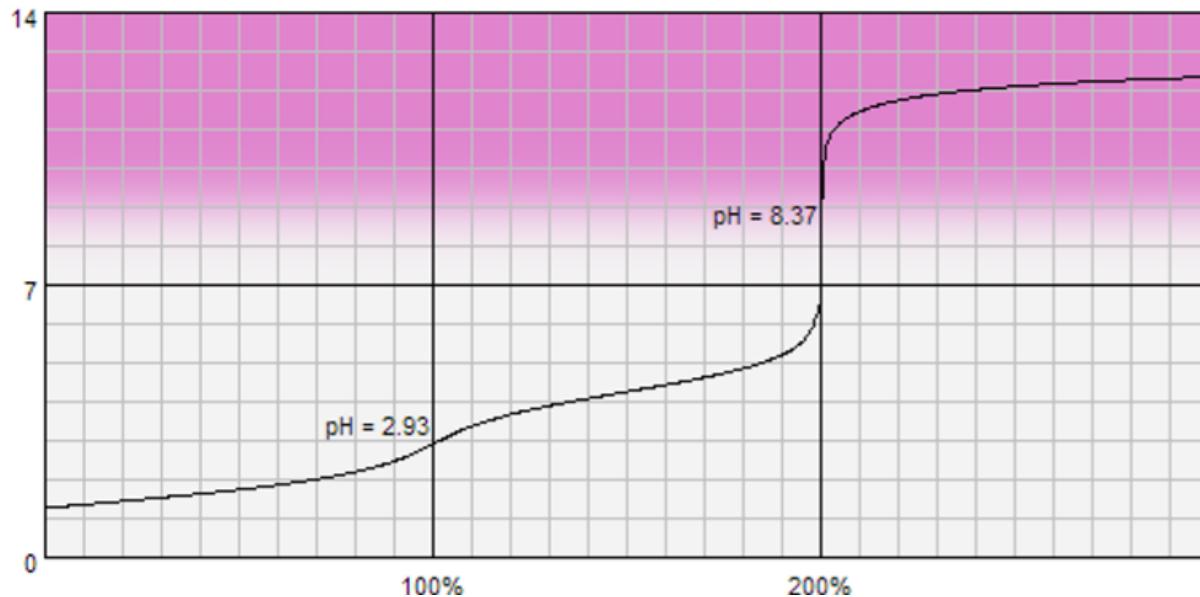
$\text{Al}(\text{OH})_3$ een driewaardige sterke base is omdat het drie OH-groepen heeft.

→ De waardigheid van een base wordt dus bepaald door de hoeveelheid OH-groepen heeft.

1.4.2) Probleem: titratie van een meerwaardig sterk zuur met een eenwaardig sterke base

Wij hebben op school altijd éénwaardige zuren met éénwaardig basen getitreerd, maar wat als je een meerwaardige zuur en/of base hebt?

Als we H_2SO_4 titreren met NaOH bekomen we volgende grafiek...



We hebben twéé equivalentiepunten waarvan eentje bijna niet-goed opspoorbaar is. De niet-goed opspoorbare equivalentiepunt noemen we het halfequivalentiepunt.

Waarom hebben we twéé equivalentiepunten? Dit is omdat H_2SO_4 twéé protolysen moet ondergaan tijdens de titratie, nl. $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HSO}_4^-$ en daarna $\text{HSO}_4^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$. Het moet m.a.w. twéé H^+ -ionen afstaan.

Dit wordt al snel complex, zeker omdat we ook driewaardige sterke zuren en basen kunnen hebben. Daarom zijn chemici gekomen met een formule die de titratie tussen elk sterk zuur en elk sterke base zeer fel vereenvoudigd.

1.4.3) De titratieformule voor de titratie tussen een sterk zuur en sterke base

Let op: deze formule geldt enkel voor de titratie tussen een sterk zuur en sterke base (en vice versa), dit is ook de enige titratievorm die je moet kennen voor het ingangsexamen geneeskunde of de chemie-olympiade.

Men kan bewijzen dat...

Bij een titratie van een sterk zuur met een sterke base (of omgekeerd) geldt bij het equivalentiepunt:

$$x \cdot c_z \cdot V_z = y \cdot c_b \cdot V_b$$

waarbij x = **waardigheid van het zuur**
 y = **waardigheid van de base**

Voorbeeldoefening:

Voorbeeldopdracht

Tijdens een titratie wordt 10,00 ml zwavelzuur ($3,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$) getitreerd met natriumhydroxide van onbekende concentratie. Er is 21,83 ml natriumhydroxide-oplossing nodig om het equivalentiepunt te bereiken. Bepaal de concentratie van de NaOH-oplossing.

Gegeven

$$V_z = 10,00 \text{ ml} = 10,00 \cdot 10^{-3} \text{ l}$$

$$V_b = 21,83 \text{ ml} = 21,83 \cdot 10^{-3} \text{ l}$$

$$c_z = 3,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

Gevraagd

$$c_b$$

Oplossing

$$\text{Titratieformule: } x \cdot c_z \cdot V_z = y \cdot c_b \cdot V_b$$

Waarbij de waardigheid van het zuur gelijk is aan 2 (H_2SO_4) en de waardigheid van de base gelijk aan 1.

We kunnen de formule dan omvormen en de onbekende concentratie van de base berekenen:

$$c_b = \frac{x \cdot c_z \cdot V_z}{y \cdot V_b} = \frac{2 \cdot 3,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1} \cdot 10,00 \cdot 10^{-3} \text{ l}}{1 \cdot 21,83 \cdot 10^{-3} \text{ l}} = 2,75 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

2) Zelftest: heb ik alles begrepen?

2.1) Opgaven ingangsexamen geneeskunde

2.1.1) Opgaven

*Opgave 1:

Titratie **Vraag 9 Tandarts 2018**

! Selected



- Een zuur-base-indicator, voorgesteld door HIn, is een zwak éénwaardig organisch zuur met $pK_z = 4,00$. Deze indicator kleurt een oplossing blauw als $[HIn] > 10 [In^-]$ en geel als $[In^-] > 10 [HIn]$.
- Wat is het pH-omslaggebied met bijhorende kleurverandering van deze indicator?

	pH-omslaggebied	Kleurverandering
<A>	9,0 – 11,0	geel-blauw
	9,0 – 11,0	blauw-geel
<C>	3,0 – 5,0	geel - blauw
<D>	3,0 – 5,0	blauw - geel

*Opgave 2:

Vraag 11 Juli 2017

! Selected



- 20,0 mL van een bariumhydroxide-oplossing worden getitreerd met 32,0 mL van een waterstofchloride-oplossing die een concentratie heeft van $0,250 \text{ mol.L}^{-1}$.
- Wat is de concentratie van de bariumhydroxide-oplossing?

- <A> $0,800 \text{ mol.L}^{-1}$
 $0,400 \text{ mol.L}^{-1}$
<C> $0,200 \text{ mol.L}^{-1}$
<D> $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$

*Opgave 3:



Vraag 11 Augustus 2015



- In een tabel met gegevens over indicatoren vinden we:

indicator	kleuromslag	omslaggebied (pH)
methylrood (MR)	rood – geel	4,4 – 6,2
fenolrood (FR)	geel – rood	6,4 – 8,2

- Van een oplossing worden twee stalen genomen. Aan staal 1 voegt men enkele druppels MR toe, aan staal 2 enkele druppels FR.
 - <A> MR kleurt geel en FR rood.
 - MR kleurt rood en FR geel.
 - <C> Zowel MR als FR kleuren geel.
 - <D> Zowel MR als FR kleuren rood.
- Welke waarneming kan NIET voorkomen?

*Opgave 4:



Vraag 8 Juli 2010



- Bij een titratie van een sterk zuur met een sterke base wordt 25 ml HCl-oplossing getitreerd tot aan het equivalentiepunt van 48,9 ml 0,1 M NaOH.
- Bereken de concentratie van het zuur.

- <A> 0,005 M
- 0,05 M
- <C> 0,1 M
- <D> 0,2 M

*Opgave 5:



Vraag 8 Augustus 2002

! Selected



- Om 1,18g van een dicarbonzuur, $\text{COOH}-(\text{CH}_2)_n-\text{COOH}$ tot het tweede equivalentiepunt te titreren is er 25ml van een 0,80 M NaOH-oplossing nodig.
- Wat is de waarde van n?
 - <A> 0
 - 1
 - <C> 2
 - <D> 3



Not authentic: reconstructed by exam participant

Source: <http://users.telenet.be/toelating/> (MODIFIED)

62

*Opgave 6:

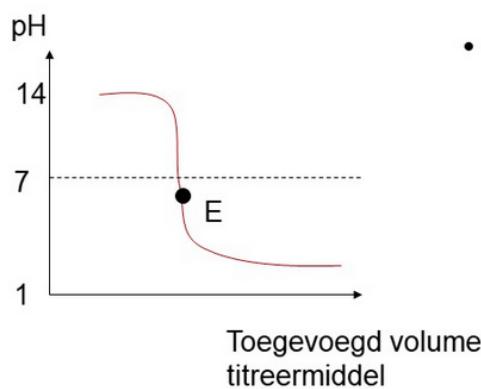


Vraag 10 Augustus 2001

! Selected



- Onderstaande figuur geeft de pH van een oplossing in functie van het toegevoegde volume titreermiddel (titratiecurve). Het punt E stelt overeen met het equivalentiepunt.



- Om welke van volgende titratietypes gaat het?

- <A> Een sterk zuur wordt getitreerd met een sterke base
- Een zwak zuur wordt getitreerd met een sterke base
- <C> Een sterke base wordt getitreerd met een sterk zuur
- <D> Een zwakke base wordt getitreerd met een sterk zuur

64

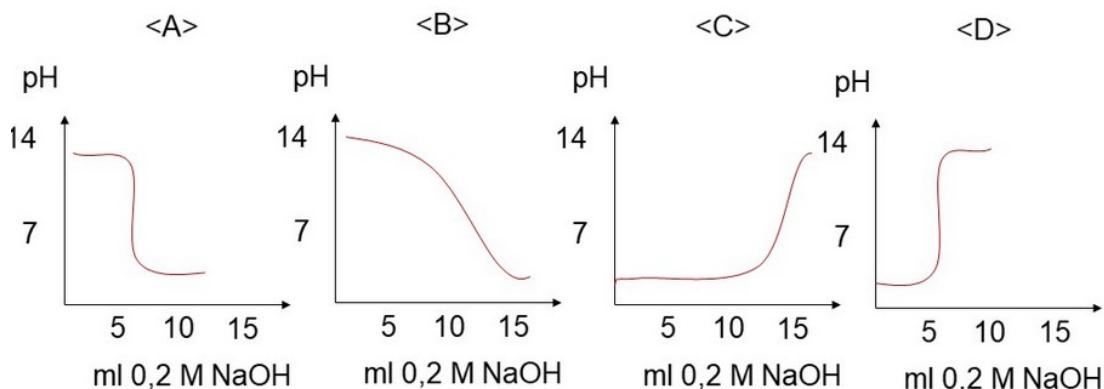
*Opgave 7:



Vraag 12 Juli 1997



- Welk van de onderstaande vier grafieken is de juiste weergave van de pH-verandering in functie van het volume toegevoegde NaOH oplossing, wanneer 25 ml van een 0,1 mol per liter azijnzuroplossing (pK_a -waarde = 4,75) getitreerd wordt met een 0,2 mol per liter NaOH-oplossing in water?



(Geen originele tekening)

66

2.1.2) Oplossingen

*Opgave 1:

$A = B = KO \rightarrow$ je weet dat de omslaggebied bij een zuur-baseindicator zit rond $pK_z - 1$ en $pK_z + 1$.

We stellen de reactie voor van deze indicator...



→ We hebben gegeven dat de oplossing blauw kleurt als $[HIn] > 10 [In^-]$, dit wil zeggen dat het chemisch evenwicht van de reactie links licht omdat we teveel H_3O^+ hebben.
→ Antwoord D is dan OK → de indicator gaat van blauw naar geel!

*Opgave 2:

→ Deze oefening valt op te lossen met de titratieformule, deze luidde:

$$x \cdot C_Z \cdot V_Z = y \cdot C_B \cdot V_B$$

→ Waarbij x = waardigheid zuur

y = waardigheid base

→ Je kan volgende naamgevingen afleiden:

bariumhydroxide = $Ba(OH)_2$ (DUS: y = 2)

waterstofchloride = HCl (DUS: x = 1)

We weten alles behalve de concentratie van de base, we kunnen onze oefening dan dus omvormen naar C_B . We verkrijgen dan...

$$x \cdot C_Z \cdot V_Z = y \cdot C_B \cdot V_B$$

$$\Leftrightarrow C_B = \frac{x \cdot C_Z \cdot V_Z}{y \cdot V_B}$$

Nu is het gewoon invullen...

$$\begin{aligned}\Leftrightarrow C_B &= \frac{1.0,250 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 32 \text{ ml}}{2.20 \text{ ml}} \\ &= \frac{1 \cdot \frac{1}{4} \cdot 32}{40} \text{ mol/l} \\ &= \frac{8}{40} \text{ mol/l} \\ &= \frac{1}{5} \text{ mol/l} \\ &= 0,200 \text{ mol/l}\end{aligned}$$

→ Dus: antwoord <C> is correct!

*Opgave 3:

--> Deze vraag is eigenlijk niet zoveel chemie maar gewoon logisch redeneren?

A? Dit is mogelijk, zowel MR als FR kunnen tegelijkertijd geel en rood kleuren omdat de oplossing bij beiden dan zuur is.

B? Dit is ook mogelijk. Dit gaat bij basische oplossingen.

C? Dit is mogelijk. Dit kan net buiten het omslaggebied van MR en in het omslaggebied van FR

D? Dit is onmogelijk. Dan zouden beide oplossingen een verschillende pH hebben tegelijk terwijl we hebben gegeven dat we te maken hebben met 2 identieke oplossingen!

*Opgave 4:

--> Je kan deze oefening oplossen met de titratieformule $x \cdot C_z \cdot V_z = y \cdot C_b \cdot V_b$

--> In dit geval is $x = y = 1 \rightarrow$ Dus: $c_z \cdot V_z = c_b \cdot V_b$

$$\begin{aligned}c_z \cdot V_z &= c_b \cdot V_b \\ \Leftrightarrow c_z &= \frac{c_b \cdot V_b}{V_z}\end{aligned}$$

$$\Leftrightarrow c_z = \frac{0,1 \text{ M} \cdot 48 \text{ ml}}{25 \text{ ml}} = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

→ Ik heb hier 48 ml gepakt omdat op het equivalentiepunt geldt dat je evenveel zuur als base hebt!

*Opgave 5:

--> formule: $(CH_2)_n(COOH)_2$

→ Molaire massa van $(COOH)_2 = 90 \text{ g/mol}$

→ We hebben gegeven dat er 25 ml van een 0,80 M NaOH-oplossing nodig is om het zuur tot zijn tweede equivalentiepunt te titreren.

--> Let op: we hebben een tweéwaardig zuur vs. een éénwaardige base, er is dus dubbel zoveel base nodig om de zuur tot het E.P. te titreren.

$$\Rightarrow \text{Dus: } c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow n = c \cdot V = 25 \cdot 0,80 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 25 \cdot \frac{4}{5} \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 20 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

--> We hebben op het equivalentiepunt dus $10 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ zuur.

→ Omdat we maar de helft zuur nodig hebben!

$$\Rightarrow \text{DUS: } n = 20 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \Rightarrow n = \frac{m}{M} \Leftrightarrow M = \frac{m}{n} \Leftrightarrow M = \frac{1,18 \text{ g}}{10 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} = 118 \text{ g/mol}$$

De molaire massa van $(COOH)_2$ was 90 g/mol. We weten ook dat CH_2 een molaire massa heeft van 14 g/mol.

--> $118 \text{ g/mol} = 90 \text{ g/mol} + x \cdot 14 \text{ g/mol}$

$$\Leftrightarrow 118 = 90 + 14x$$

$$\Leftrightarrow 14x = 28$$

$$\Leftrightarrow x = 2$$

--> Je hebt dus 2 CH₂-groepen nodig! n = 2 \Leftrightarrow C = OK!

*Opgave 6:

--> We zien dat het equivalentiepunt onder de 7 ligt en dat we beginnen boven de 7.

--> Dus: een zwakke base wordt getitreerd met een sterk zuur omdat het sterke

zuur wint van de zwakke base en het E.P. dan sowieso onder de 7 ligt.

\Rightarrow DUS: D = OK!

*Opgave 7:

--> We titreren een zwak zuur met een sterke base, niet een sterke base met een zwak zuur. Dus: A = B = KO.

--> We kunnen uitrekenen waar het equivalentiepunt zit...

$$c_z V_z = c_b \cdot V_b$$

$$\Leftrightarrow V_b = \frac{c_z V_z}{c_b}$$

$$\Leftrightarrow V_b = \frac{0,1 \text{ M} \cdot 25 \text{ ml}}{0,2 \text{ M}}$$

$$\Leftrightarrow V_b = 12,5 \text{ ml}$$

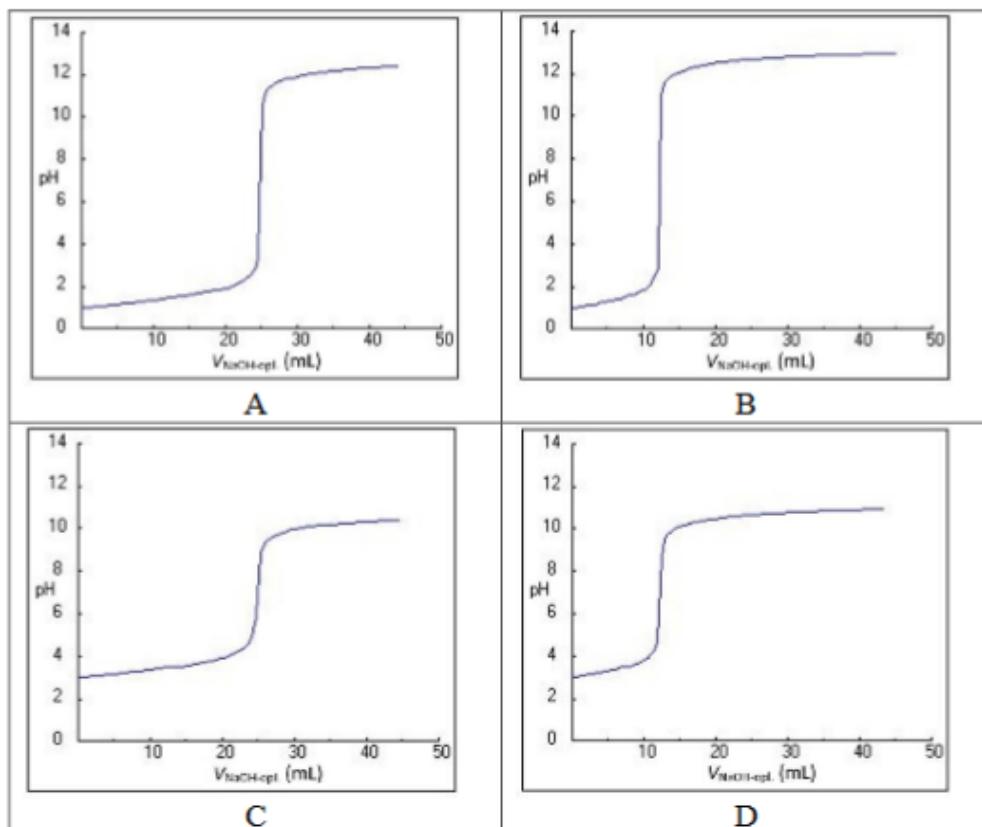
--> Je bereikt het E.P. dus pas na 12,5 ml toegevoegde NaOH: C = OK!

2.2) Opgaven chemie-olympiade

2.2.1) Opgaven

*Opgave 1:

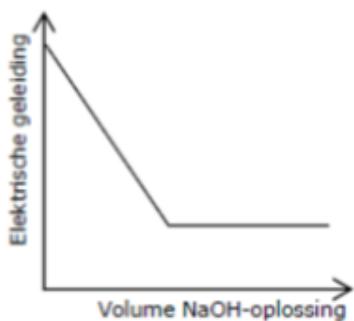
22 Welke van de onderstaande titratiecurven stemt overeen met de titratie van 25 mL van een HCl-oplossing ($c = 0,0010 \text{ mol/L}$) met een NaOH-oplossing ($c = 0,0020 \text{ mol/L}$)?



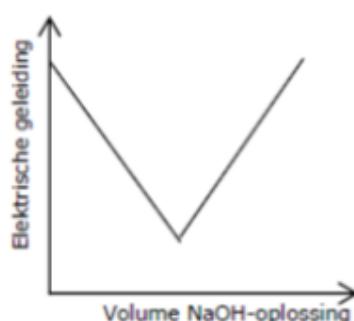
- A curve A
- B curve B
- C curve C
- D curve D

*Opgave 2:

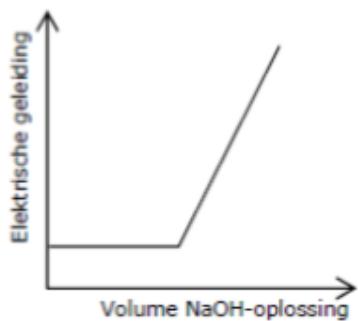
17 Dieter voegt een natriumhydroxideoplossing druppelsgewijze toe aan een oplossing van azijnzuur en meet doorlopend de elektrische geleiding van het mengsel. Welk diagram stelt het best het verloop van die elektrische geleiding voor?



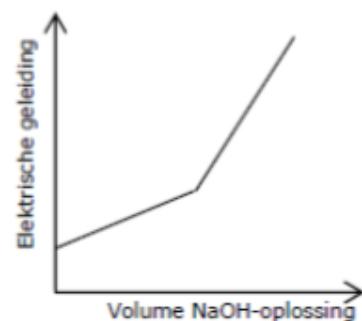
A



B



C

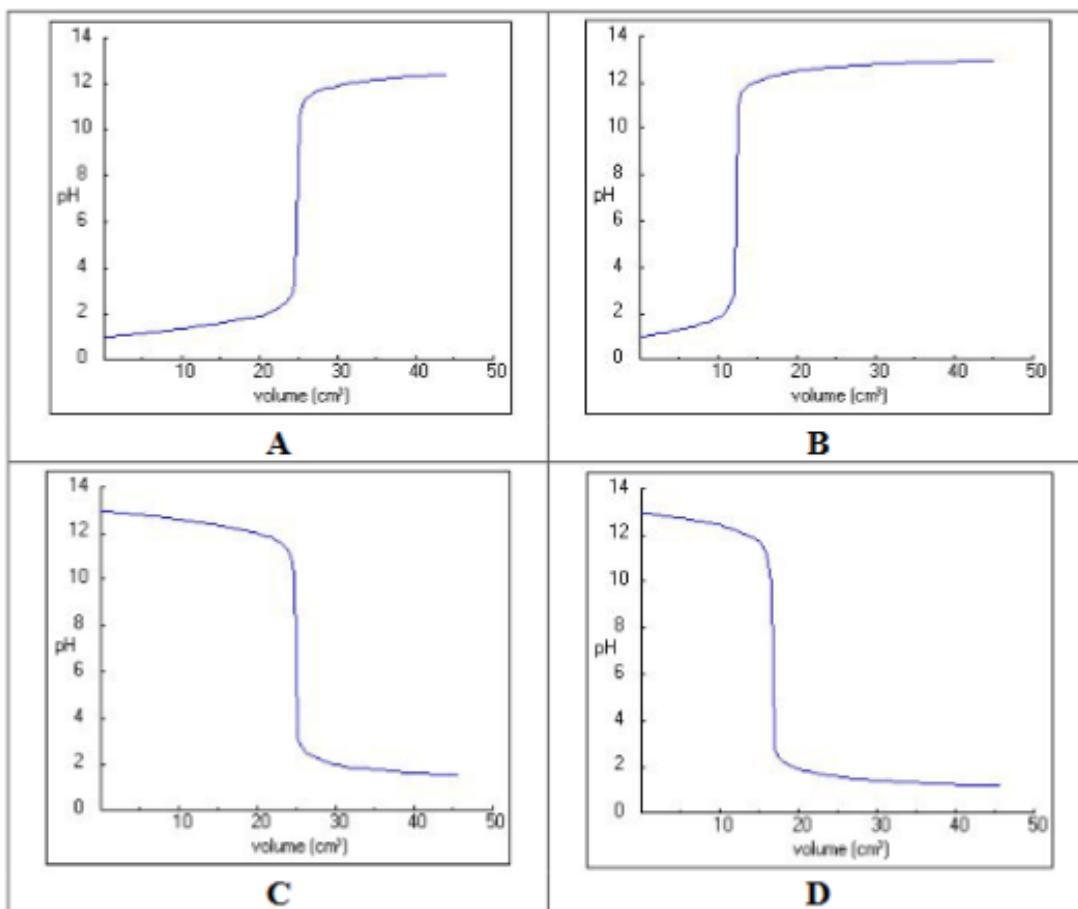


D

- A Diagram A
- B Diagram B
- C Diagram C
- D Diagram D

*Opgave 3:

23 Welke van de onderstaande titratiecurven stemt overeen met de titratie van 25 mL van een NaOH-oplossing ($c = 0,10 \text{ mol/L}$) met een HCl-oplossing ($c = 0,15 \text{ mol/L}$)?



- A Curve A
- B Curve B
- C Curve C
- D Curve D

*Opgave 4:

20 Bob lost 4,021 g zuiver NaOH op in water en lengt de oplossing met water aan tot 1,000 liter. Hij pipetteert 10,00 mL van deze oplossing in een erlenmeyer en voert een titratie uit met een HCl-oplossing 0,0500 mol/L. Om het equivalentiepunt te bereiken verbruikt hij 20,32 mL HCl-oplossing. Dat volume blijkt niet overeen te stemmen met de verwachte 20,11 mL. Hiervoor stelt Bob een lijstje met mogelijke oorzaken op:

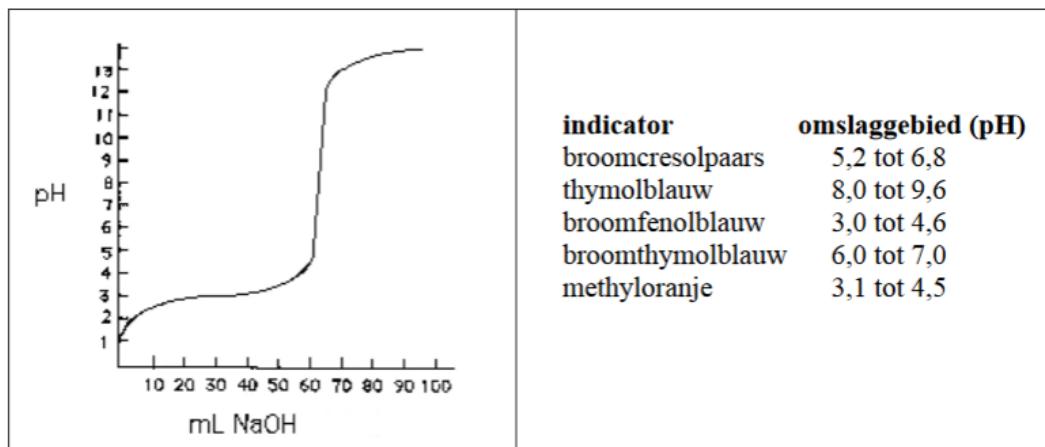
- 1) Hij spoelde de buret voor met water i.p.v. met de HCl-oplossing.
- 2) Hij pipetteerde te weinig NaOH-oplossing in de erlenmeyer.
- 3) De erlenmeyer bevatte nog wat water toen hij er de NaOH-oplossing in pipetteerde.
- 4) Er zat bij de start van de titratie een luchtbol in het buretgedeelte onder het kraantje.

Welke van deze vermelde oorzaken kunnen het afwijkende resultaat verklaren?

- A 1 en 2
- B 3 en 4
- C 2 en 3
- D 1 en 4

*Opgave 5:

25 De figuur geeft de pH van een oplossing in functie van het toegevoegd volume titreermiddel.



Volgende reeks geeft alle indicatoren weer die geschikt zijn om het eindpunt van deze titratie te bepalen:

- A broomthymolblauw
- B broomthymolblauw en thymolblauw
- C methyloranje, broomfenolblauw en broomcresolpaars
- D broomcresolpaars, thymolblauw, broomthymolblauw

*Opgave 6:

Lees aandachtig volgend knipsel uit een reclamefolder.



De klassieke manier van reinigen is met water en zeep. Maar zeep is niet altijd even goed voor je huid. In tegenstelling tot gewone zeep droogt Dove Cream Bar de huid niet uit. Het is pH-neutraal en bevat een unieke combinatie van hydraterende crème en natuurlijke olie. Je huid voelt zacht en schoon aan.

Klassieke zeep in water kleurt fenolftaleïne paars. Dit betekent dat een klassieke zeep in water:

- A een zuur karakter heeft
- B een lagere pH-waarde heeft dan Dove-zeep
- C een hogere pH-waarde heeft dan zuiver water
- D aan lakmoes een rode kleur geeft.

Gegeven op de olympiade:

- > Fenolftafeïne kleurt paars in een basisch midden.
- > Fenolftafeïne is kleurloos in een zuur en neutraal midden.
- > Lakmoes kleurt blauw in een basisch midden.
- > Lakmoes kleurt rood in een zuur midden.

*Opgave 7:

- 3 Bekijk aandachtig volgend knipsel uit een reclamefolder.



Dit product heeft de bedoeling om:

- A de pH van de grond te doen stijgen
- B de pH van de grond te doen dalen
- C het calciumgehalte van de grond te doen dalen
- D het zuurgehalte van de grond te doen stijgen.

*Opgave 8:

21 Lees aandachtig onderstaand knipsel.

Poetsende vrouw vat vuur

In het Duitse Mannheim heeft een 29-jarige vrouw zichzelf donderdag tijdens het kuisen per ongeluk in brand gestoken. De vrouw was bezig haar badkuip te poetsen met wasbenzine. Ze had echter ook een brandende kaars geplaatst op de rand van de kuip. Er ontstond vervolgens een steekvlam.

De vrouw kon het vuur zelf nog gedeeltelijk blussen, maar diende daarna afgevoerd te worden naar het ziekenhuis met zware brandwonden aan haar hoofd en armen.

Het gebruikte product is geschikt als poetsmiddel omdat het:

- A een goede ontkalker is door zijn zure eigenschappen
- B een goede ontvetter is omdat het een mengsel is van apolaire stoffen
- C een goede ontvetter is omdat het een mengsel is van polaire stoffen
- D een aangename geur heeft

Voorkennis om deze vraag op te lossen:

(*) Vet (triglyceriden) is een apolaire molecule.

(*) Polaire moleculen lossen goed op in polaire oplosmiddelen, apolaire moleculen lossen goed op in apolaire oplosmiddelen.

*Opgave 9:

Welke uitspraak omtrent ammoniak is FOUT?

- A Ammoniak is een kleurloos gas dat lichter is dan lucht.
- B Een oplossing van ammoniak in water heeft een pH < 7.
- C Een oplossing van ammoniak in water kan worden gebruikt voor het wassen van ruiten.
- D Ammoniak wordt industrieel bereid uit waterstofgas en stikstofgas.

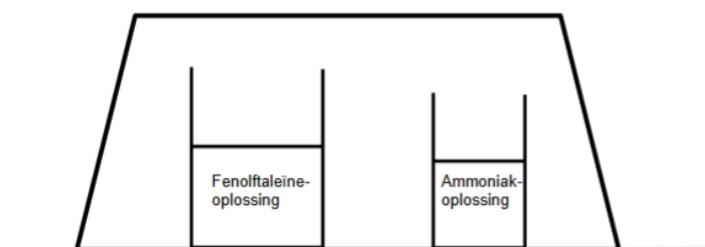
*Opgave 10:

Vraag 22

Onder een glazen stolp staan twee bekerglazen.

Bekerglas 1 bevat een fenolftaleïne-oplossing.

Bekerglas 2 bevat een waterige ammoniakoplossing.



Wat zal er gebeuren?

Gegeven:

--> Fenolftaleïne kleurt paars in een basisch midden.

--> Fenolftaleïne is kleurloos in een zuur en neutraal midden.

--> Ammoniak is een gas op kamertemperatuur.

- A De fenolftaleïne-oplossing zal ontkleuren.
- B Op de bodem van bekerglas 2 zullen na een tiental minuten witte zoutkristallen gevormd worden.
- C De pH van de oplossing in bekerglas 1 zal na een tiental minuten dalen.
- D De fenolftaleïne-oplossing zal paars kleuren.

*Opgave 11:

Vraag 23

Drie bekers (a, b en c) bevatten een kleurloze oplossing.

Als je de inhoud van a overgiert in b, dan kleurt de vloeistof paars.

Gegeven: zie kleuromslag fenolftaleïne bij vorige vraag

Als je **daarna** de inhoud van b uitgiet in c, dan kom je terug een kleurloze vloeistof.

Wat kan er bij aanvang in de bekers hebben gezeten?

	beker a	beker b	beker c
A	fenolftaleïne-oplossing	Ca(OH) ₂ -oplossing	NaOH-oplossing
B	Ba(OH) ₂ -oplossing	fenolftaleïne-oplossing	H ₂ SO ₄ -oplossing
C	HCl-oplossing	fenolftaleïne-oplossing	Ca(OH) ₂ -oplossing
D	NaOH-oplossing	HCl-oplossing	fenolftaleïne-oplossing

*Opgave 12:

Vraag 22

Van volgende stoffen beschikt men over oplossingen met concentratie 0,1 mol.L⁻¹:

- 1) CH₃COOH
- 2) HCl
- 3) NH₃
- 4) NaOH

In welke volgorde staan die oplossingen naar **dalende pH** gerangschikt?

- A 1,2,3,4
B 4,1,2,3
C 2,3,4,1
D 4,3,1,2

*Opgave 13:

25. Welke procedure is het meest aangewezen wanneer een leerling enkele druppels geconcentreerd HCl op zijn hand gemorst heeft?

- a. De huidzone bedekken met vast natriumwaterstofcarbonaat.
- b. Spoelen met grote hoeveelheden koud water.
- c. De huid wassen met een geconcentreerde oplossing van natriumhydroxide.
- d. De huid bedekken met een steriel verband.

2.2.2) Oplossingen

*Opgave 1:

--> Je titreert een éénwaardig sterk zuur (HCl) met een éénwaardige sterke base (NaOH).

--> We berekenen de pH van HCl voor titratie...

$$\begin{aligned}pH &= -\log C_z \\&= -\log 0,0010 \\&= -\log 1 \cdot 10^{-3} \\&= 3\end{aligned}$$

--> Je grafiek moet dus vanaf pH = 3 beginnen $\Leftrightarrow A = B = KO$

--> Nu moet je uitrekenen waar het equivalentiepunt ligt, dat kan je met de formule:

$$C_Z V_Z = C_B V_B$$
$$\Leftrightarrow V_B = \frac{C_Z V_Z}{C_B} = \frac{0,0010 \text{ M} \cdot 25 \text{ ml}}{0,0020 \text{ M}} = 12,5 \text{ ml} \rightarrow \text{DUS: D = OK!}$$

--> Het E.P. ligt op 12,5 ml, dus: grafiek B = CORRECT!

*Opgave 2:

--> De neutralisatiereactie: HAc + NaOH \rightarrow NaAc + H₂O

→ Omdat HAc een zwak zuur is, zal het niet veel ioniseren en is de geleidingsvermogen om te beginnen al laag.
==> A = B = KO.

→ Naarmate er méér NaOH wordt toegevoegd zal de geleiding stijgen omdat er zo NaAc wordt gemaakt (wat dissociert in Na⁺ en Ac⁻ = MEER IONEN!), HAc zal ook bufferen met Ac⁻.

→ Eenmaal we over het equivalentiepunt zijn zal de geleidingsvermogen sneller stijgen omdat we dan een overmaat aan sterke base NaOH hebben die zal dissociëren in

Na^+ en veel OH^- omdat we een sterke base hebben.

→ DUS: D = OK!

*Opgave 3:

--> We titreren een sterke base met een sterk zuur, niet een sterk zuur met een sterke base.

==> DUS: A = B = KO

--> We berekenen waar het equivalentiepunt ligt:

$$C_Z V_Z = C_B V_B$$

$$\Leftrightarrow V_Z = \frac{C_B V_B}{C_Z}$$

$$\Leftrightarrow V_Z = \frac{0,10 \text{ M} \cdot 25 \text{ ml}}{0,15 \text{ M}} = \frac{2}{3} \cdot 25 \text{ ml} = 8,33 \cdot 2 \text{ ml} = 16,67 \text{ ml}$$

--> Het equivalentiepunt wordt dus na ongeveer 17 ml bereikt, dus: D = OK!

*Opgave 4:

--> Je ziet direct dat oorzaak 2 niet kan. Als hij te weinig NaOH pipetteerde, dan moest hij zijn equivalentiepunt VOOR de berekende waarde behalen (van 20,11 ml), omdat hij MINDER NaOH (base) heeft om te neutraliseren. Hij behaalt zijn E.P. echter pas na de berekende waarde (bij 20,32 ml).

--> Je ziet direct dat oorzaak 3 niet kan. Als de erlenmeyer waarin hij NaOH pipetteerde nog water bevatte, dan was de concentratie aan NaOH verlaagd. Een verlaagde concentratie aan NaOH is gelijk aan minder NaOH hebben, dan zou hij zijn equivalentiepunt voor de berekende waarden moeten hebben bereikt en niet na zijn berekende waarde!

→ Dus: oorzaak 2 en 3 kunnen niet ==> D = OK: oorzaak 1 en 4 kunnen

*Opgave 5:

--> De vraag is gewoon basically: welke pH-indicatoren gebruik ik het beste voor deze titratie.

--> Je weet dat er één voorwaarde is voor een goede pH-indicator te zijn en dat is...

✓ Het omslaggebied moet rond het E.P. liggen.

--> Je weet dat het E.P. de bruiske verandering van pH is op de grafiek.

--> We zien dat er dus 3 indicatoren in aanmerking komen:

broomcresolpaars, thymolblauw, broomthymolblauw ==> D = OK!

*Opgave 6:

--> Als fenoltafeïne klassieke zeep paars kleurt is klassieke zeep basisch. Dan kan lakmoes klassieke zeep niet rood kleuren. Lakmoes kleurt de zeep blauw. D = KO.

--> Dove = pH-neutraal (dit betekent in feite pH = 5,5 omdat dit de pH van ons huid is), maar als je dat niet wist kan je redeneren vanuit pH = 7.

==> Klassieke zeep is basisch zoals we experimenteel waarnemen. Dus klassieke zeep heeft een hogere pH-waarde dan Dove-zeep --> B = KO.

--> Klassieke zeep is basisch omdat het lakmoes paars kleurt, dan heeft het absoluut géén zuur karakter --> A = KO.

--> C = OK: klassieke zeep is basisch en heeft dus een hogere pH dan water.

*Opgave 7:

--> Er staat letterlijk: tegen zure grond. Dus de bedoeling is waarschijnlijk om de pH van de grond te doen stijgen.

--> DUS: A = OK!

*Opgave 8:

--> Er bestaat geen verband tussen zure eigenschappen en ontzetting.

--> Vet is een apolaire stof, zoals je weet: soort zoekt soort. Apolair mengt in apolair, daarom is wasbenzine een goed poetsmiddel. B = OK!

*Opgave 9:

--> Je ziet direct dat uitspraak B fout is, ammoniak is immers wellicht de meest bekende sterke base en heeft als gevolg pH > 7.
==> DUS: B = OK!

*Opgave 10:

--> A = C = KO: dankzij de aanwezigheid van de ammoniakoplossing gebeurt dit niet.
--> D = OK: Omdat er ammoniak aanwezig is stijgt de pH, ammoniak is vluchtig en wordt dus een gas (kookpunt ammoniak = -33,34°C), dat gas kan oplossen in de fenoltafeïne-oplossing waardoor de oplossing paars zal kleuren.

*Opgave 11:

--> B = OK:
→ Je begint met een base, je giet die over in een fenoltafeïne-oplossing waardoor ze paars kleurt. Daarna kleurt de fenoltafeïne-oplossing terug kleurloos en moet de base dus geneutraliseerd zijn door een zuur.

*Opgave 12:

--> D = OK:
→ 4 = NaOH (natronloog) = sterke base
→ 3 = ammoniak = (bekendste) zwakke base
→ 1 = azijnzuur = zwak zuur
→ 2 = zoutzuur = sterk zuur

*Opgave 13:

--> Het is zo verleidelijk om C te antwoorden, dit is toch juist, nietwaar? HCl komt samen in een neutralisatiereactie met NaOH en vormt zo NaCl en H₂O wat niet bijtend is.
→ De redenering is oké, maar je gaat zijn (hele) huid wassen met NaOH. NaOH is een sterke base en zal daardoor meer schade dan goed aan zijn huid aanrichten. Ze noemen NaOH niet voor niets 'bijtende soda'. Door geconcentreerd NaOH toe te voegen vererger je zijn huid.
--> A = KO: een vaste stof zal niet veel helpen. Je bedekt de huid gewoon. Daarnaast heeft natrium-waterstofcarbonaat (dé bekende amfolyt op het examen van M3 van Cartuyvels) een pH van 8,37.
--> D = KO: Zelfde redenering als A; door de huid te bedekken doe je niets.
--> B = OK: Door de huid te spoelen met koud water verlaag je de concentratie aan HCl in zijn huid, daarnaast is het water *koud*. Zoals je weet bevordert temperatuur de reactiesnelheid, dus als je koud water toevoegt verlaag je de reactiesnelheid waarmee HCl in de leerling zijn huid bijt.

