

QUANTITE DE MATIERE

La mole est un paquet contenant $6,02 \cdot 10^{23}$ entités.

Quantité de matière		
A partir d'une masse	A partir d'un volume de gaz	A partir d'une concentration
$n = \frac{m}{M}$ <u>Avec :</u> ➤ n en mol ➤ m en gramme (g) ➤ M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.	$n_{\text{gaz}} = \frac{V_{\text{gaz}}}{V_m}$ <u>Avec :</u> ➤ n en mol ➤ V_{gaz} en L ➤ $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ dans les CNTP	$C = \frac{n}{V_{\text{Sol}}}$ <u>Avec :</u> ➤ n la quantité de matière en mol ➤ V_{Sol} le volume de la solution en L ➤ C la concentration molaire en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Formules			
Masse molaire M	Masse volumique	Densité	Concentration massique
$M = m_{\text{entité}} \times N_A$ <u>Avec :</u> ➤ M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. ➤ $m_{\text{entité}}$ en (g) ➤ $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ (constante d'Avogadro)	$\rho_{\text{sol}} = \frac{m_{\text{sol}}}{V_{\text{sol}}}$ <u>Avec :</u> ➤ ρ_{sol} en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ ➤ m en g ➤ V en L	$d_{\text{sol}} = \frac{\rho_{\text{sol}}}{\rho_{\text{eau}}}$ <u>Avec :</u> ➤ d_{sol} sans unité ➤ ρ_{sol} en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ ➤ $\rho_{\text{eau}} = 1000 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}$	$C_m = \frac{m}{V_{\text{Sol}}}$ <u>Avec :</u> ➤ C_m en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ ➤ m en g ➤ V_{Sol} en L

La masse molaire d'une molécule est la somme des masses molaires atomiques de tous les atomes qui la constitue.

Pour un ion, on prendra la masse molaire de l'atome ou de la molécule correspondante.

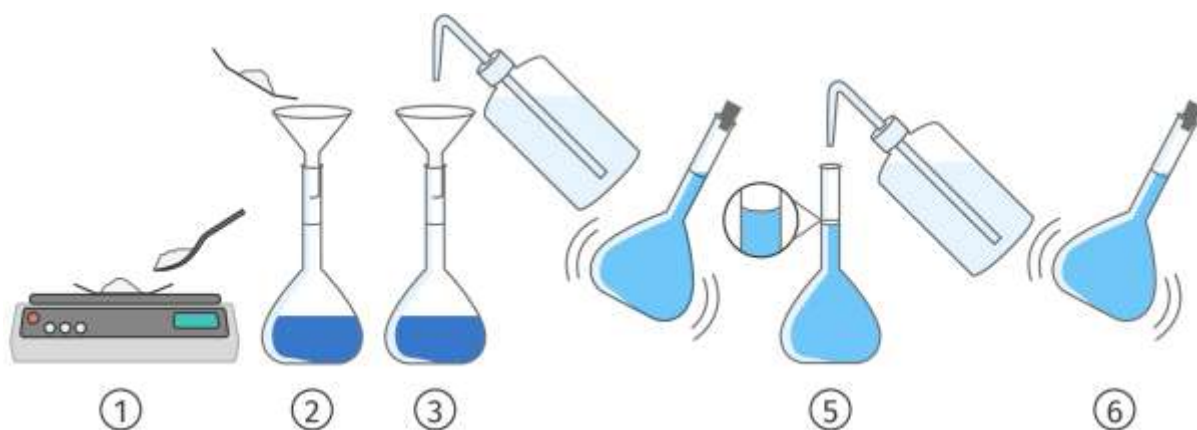
DISSOLUTION

Pour préparer une solution de concentration c et de volume V , à partir d'un solide, on calcul la masse à prélever :

$$m = c \times V \times M$$

Protocole expérimentale :

- On pèse une masse m de solide
- On verse le solide dans une fiole jaugée de volume V .
- On ajoute l'eau distillée jusqu'au $3/4$
- On homogénéise.
- On ajoute l'eau distillée jusqu'au trait de jauge
- On homogénéise.



DILUTION

La solution de départ est appelée solution mère. La solution obtenue est appelée solution fille.

$$n_m = n_f$$

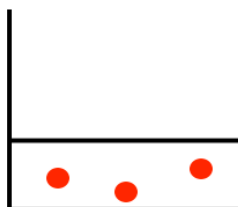
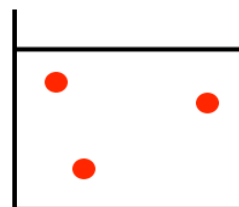
$$\text{Or } n = cV$$

$$\text{donc } c_m V_m = c_f V_f$$

d'où

$$V_m = \frac{c_f V_f}{c_m}$$

Avec V_m le volume à prélever de la solution mère à prélever.

Solution mère C_m V_m n_m **Solution fille** C_f V_f n_f

Lors d'une dilution :

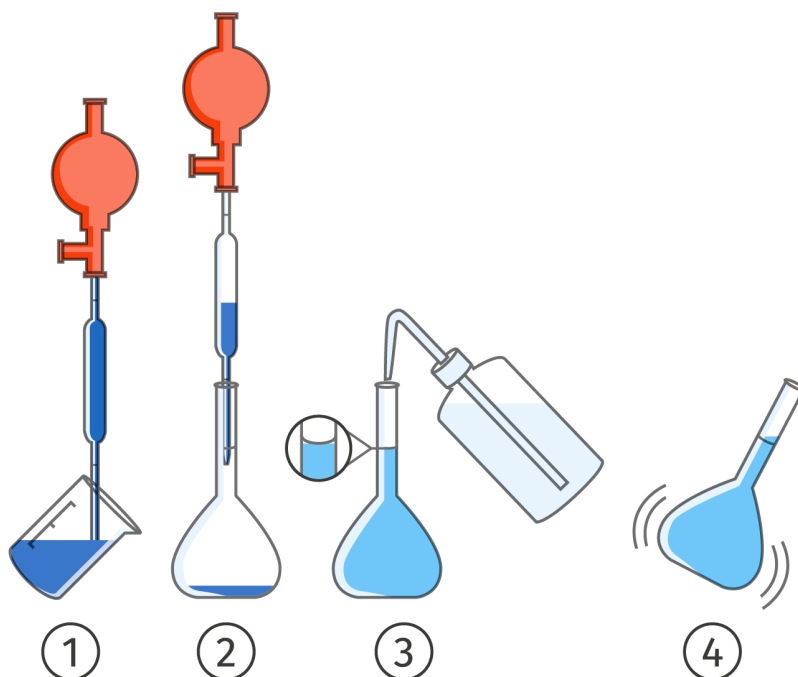
la concentration diminue : $C_f < C_m$

le volume augmente : $V_f > V_m$

la quantité de matière du soluté ne change pas : $n_f = n_m$

Protocole expérimental :

- On prélève le volume V_m à l'aide d'une pipette jaugée
- On introduit V_m dans une fiole jaugée de volume V_f
- On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et on homogénéise.

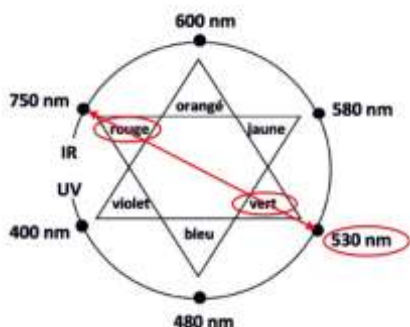


Le facteur de dilution est défini par :

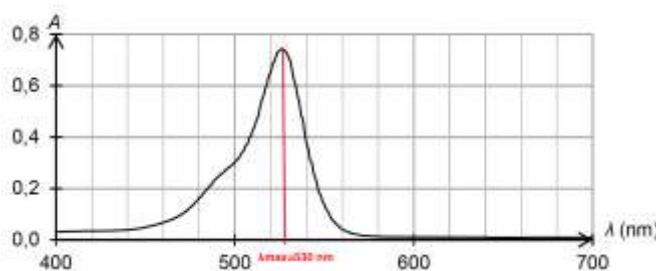
$$F = \frac{V_f}{V_m} = \frac{c_m}{c_f}$$

Loi de Beer-Lambert

$A = f(\lambda)$ permet de trouver $\lambda_{\max}$: la longueur d'onde pour laquelle l'absorbance est maximale.

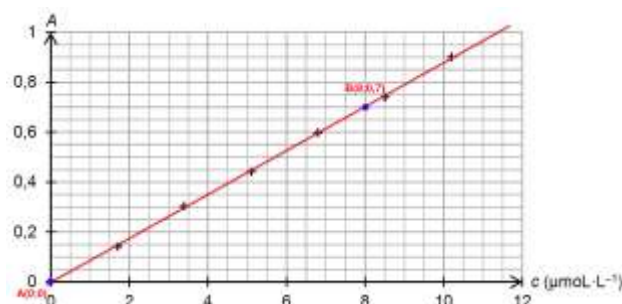


Connaissant $\lambda_{\max}$ on trouve la couleur de la solution qui est la couleur complémentaire correspondant à $\lambda_{\max}$ (couleur opposée sur le cercle chromatique)



Le graphique est une droite passant par l'origine : A et C sont proportionnel ainsi $A = KC$.

La loi de Beer Lambert est vérifiée.



Mesure	Nom de la loi	Formule	Analyse de courbe	Unités
Absorbance	Loi de Beer-Lambert	$A_{\lambda} = k \times c$ ou $A_{\lambda} = \epsilon_{\lambda} \times l \times c$	$A_{\lambda} = f(c)$ est une droite passant par l'origine : A_{λ} et c sont proportionnels.	➤ A_{λ} : l'absorbance de la solution à la longueur d'onde λ ➤ ϵ_{λ} : le coefficient d'extinction molaire de l'espèce chimique en $L.mol^{-1}.cm^{-1}$ ➤ l : la largeur de la cuve en cm ➤ c : la concentration en $mol.L^{-1}$

Etapes d'un dosage par étalonnage :

- Trouver $\lambda_{\max}$
- Mesurer l'absorbance de différentes solutions de concentrations connues
- Tracer la courbe $A=f(c)$
- Mesurer l'absorbance de la solution inconnue
- Lire la concentration sur la courbe d'étalonnage ou utiliser la relation entre l'absorbance ou la conductivité et la concentration.

Echelle de teinte

On prépare des solutions de concentration connues. On compare alors la teinte (couleur) de la solution avec nos solutions préparées.

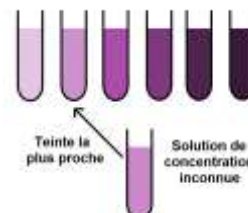


Tableau d'avancement

Equation		aA	+	bB	$\rightarrow$	cC
Etat du système	Avancement	Quantité de A		Quantité de B		Quantité de C
Etat initial	$x = 0 \text{ mol}$	n_1		n_2		0
Etat intermédiaire	x	$n_1 - ax$		$n_2 - bx$		cx
Etat final	$x = x_f$	$n_1 - ax_f$		$n_2 - bx_f$		cx_f

Calcul de $x_{\max}$:

$$n_1 - ax_{\max 1} = 0 \quad \text{donc} \quad x_{\max 1} = \frac{n_1}{a}$$

$$n_2 - bx_{\max 2} = 0 \quad \text{donc} \quad x_{\max 2} = \frac{n_2}{b}$$

$x_{\max}$ est la plus petite valeur trouvée entre $x_{\max 1}$ et $x_{\max 2}$.

Si $x_{\max 1} = x_{\max 2}$, le mélange est **stœchiométrique**.

Transformation totale ou limitée

L'avancement final x_f se calcul avec une quantité final de produit ou de réactif.

Lorsque $x_f = x_{\max}$ la transformation est totale et le réactif limitant est totalement consommé.

Lorsque $x_f < x_{\max}$ la transformation est limitée ou n'est pas encore achevée.

Oxydoréduction

	Définition	Exemple
Oxydant	Capable de capter un ou plusieurs électrons.	$\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}_{(\text{s})}$
Réducteur	Capable de céder un ou plusieurs électrons.	$\text{Fe}_{(\text{s})} = \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} + 2\text{e}^-$
Couple Oxydant / Réducteur	Constitué de deux espèces conjuguées (l'oxydant et le réducteur) reliés par la demi équation : $\text{Oxydant} + n\text{e}^- = \text{Réducteur}$	$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$
Oxydation	Perte d'électron(s).	
Réduction	Gain d'électron(s).	

Ecriture de l'équation de réaction d'oxydoréduction

Pour établir l'équation de la réaction, on écrit d'abord les demi-équations électroniques.

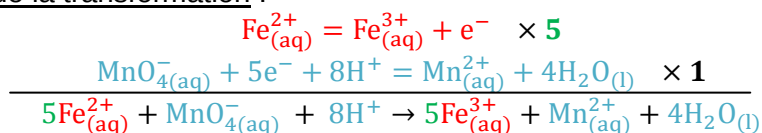
Exemple : Action des ions permanganate MnO_4^- sur les ions fer(II) $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$

Couples : $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+}$ et $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} / \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$

Etapes			
1	Placer le réactif du couple à gauche de la demi équation et l'autre à droite	$\text{MnO}_4^- = \text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+}$	$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} = \text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}$
2	Ajuster les coefficients stœchiométriques pour assurer la conservation des atomes (autres que l'oxygène et l'hydrogène)	$\text{MnO}_4^- = \text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+}$	$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} = \text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}$
3	Ajouter de l'eau (H_2O) pour assurer la conservation des atomes d'oxygène	$\text{MnO}_4^- = \text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} = \text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}$
4	Ajouter H^+ pour assurer la conservation des atomes d'hydrogène	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ = \text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} = \text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}$
5	La conservation de la charge électrique est assurée par les électrons	$\text{MnO}_4^- + 5\text{e}^- + 8\text{H}^+ = \text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} = \text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} + \text{e}^-$

Il faut alors multiplier les demi-équations pour équilibrer le nombre d'électrons échangé.

Equation bilan de la transformation :



Titrage

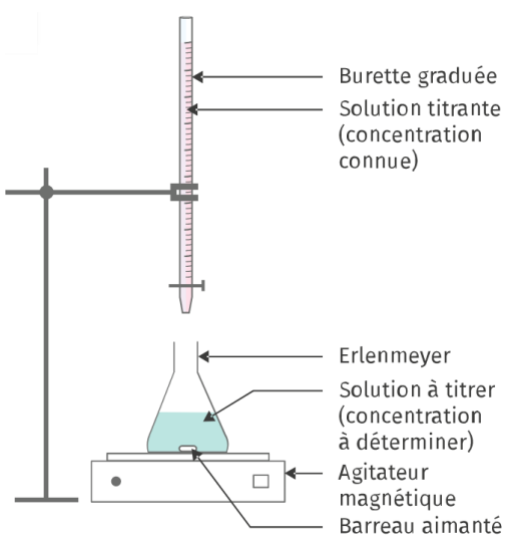
Un dosage par titrage direct consiste à faire réagir deux solutions dont une a une concentration connue et l'autre non. La réaction qui sert de dosage doit être **totale**, **rapide** et **unique**.

L'équivalence correspond au mélange stœchiométrique des réactifs pour la réaction mis en jeu. A l'équivalence, il y a changement du réactif limitant.

Soit le dosage de A par B selon l'équation : $a A + b B \rightarrow c C + d D$

$$\frac{n_{\text{initial}}(A)}{a} = \frac{n_{\text{eq}}(B)}{b}$$

Nous pouvons ainsi connaître la quantité de matière, la masse ou la concentration de l'espèce dosée.

	Colorimétrie
Montage	
Repérer l'équivalence	Changement de couleur

Structure des entités organiques

Les électrons se répartissent en couches et en sous couches autour d'un atome.

Couche électronique	Sous couche	Nombre maximal d'électrons
1	1s	2
2	2s	2
	2p	6
3	3s	2
	3p	6

Un atome tend à acquérir la structure électronique du gaz noble le plus proche. Pour cela il peut :

- se transformer en ion (en gagnant ou en perdant des électrons)
- établir des liaisons de valence au sein d'une molécule.

Les liaisons covalentes appelés « doublets liants » résultent de la mise en commun des électrons de valence entre atomes.

Les électrons qui ne sont pas engagés dans une liaison covalente se mettent en groupe de deux pour former des doublets non liants.

Etablir le schéma de Lewis d'une entité

Pour établir le schéma de Lewis d'une molécule on procède de la manière suivante :

- Ecrire la formule brute de la molécule
- Connaissant la configuration électronique on en déduit le nombre d'électrons de valence de chaque atome
- En déduire le nombre de doublets liants et non liants
- Mettre au centre de la molécule l'atome qui forme le plus de liaisons et répartir les autres atomes avec le bon nombre de doublets liants et non liants. Si nécessaire, faire des liaisons doubles ou triples.
- Vérifier que chaque atome a bien 4 doublets (liants et non liants) autour de lui. L'atome d'hydrogène est entouré d'un doublet uniquement.

Un ion monoatomique est formé à partir d'un atome. Un ion polyatomique est formé à partir d'un groupe d'atome.

Pour établir le schéma de Lewis d'un ion on procède de la même manière que pour une molécule en précisant la charge de l'ion.

Une lacune électronique correspond à l'absence d'un doublet d'électron qu'il aurait fallu avoir pour être dans la configuration électronique du gaz noble le plus proche. On la représente par un rectangle vide à côté de l'élément □.

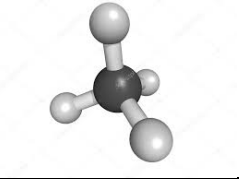
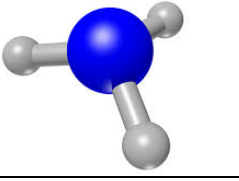
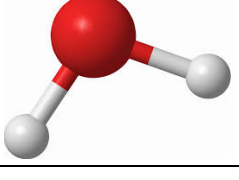
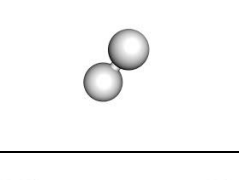
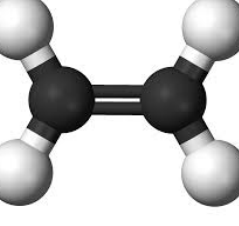
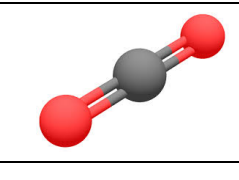
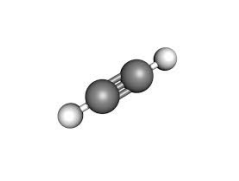
Molécule	schéma de Lewis
O ₂	
H ₂	
N ₂	
H ₂ O	
CO ₂	
NH ₃	
CH ₄	
HCl	

Ion	schéma de Lewis
H ⁺	
H ₃ O ⁺	
Na ⁺	
NH ₄ ⁺	
Cl ⁻	
OH ⁻	
O ²⁻	

Géométrie des entités moléculaires ou ioniques

La représentation de Lewis d'une molécule permet de prévoir sa géométrie dans l'espace.

Les doublets d'électrons (liants et non liants) d'un atome se positionnent dans l'espace de sorte à toujours minimiser la répulsion électrique qu'ils exercent les uns sur les autres : ils s'orientent autour de l'atome de façon à être le plus éloigné possible les uns des autres.

Liaisons de l'atome centrale	Exemple de molécule	Modèle moléculaire	Géométrie
4 liaisons simples	CH ₄		Tétraédrique
3 liaisons simples	NH ₃		Pyramidale
2 liaisons simples	H ₂ O		Coudée
1 liaison simple	H ₂		Linéaire
2 liaisons simples et une liaison double	C ₂ H ₄		Plane
2 liaisons doubles	CO ₂		Linéaire
1 Liaison triple et une liaison simple	C ₂ H ₂		Linéaire

Polarité

Certains atomes attirent plus les électrons : ils sont plus électronégatifs.

L'électronégativité est notée χ .

Cas	Type de liaison
$\Delta\chi \leq 0,4$	Apolaire
$0,4 < \Delta\chi < 1,7$	Polaire
$\Delta\chi > 1,7$	Ionique

1	2	3	4	Pauling Electronegativity Values																5	6	7	8	9																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																					
H 2.20	Li 0.98	Be 1.57	B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98																	Br 2.96	Kr 3.00	Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.6																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																		
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120	121	122	123	124	125	126	127	128	129	130	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150	151	152	153	154	155	156	157	158	159	160	161	162	163	164	165	166	167	168	169	170	171	172	173	174	175	176	177	178	179	180	181	182	183	184	185	186	187	188	189	190	191	192	193	194	195	196	197	198	199	200	201	202	203	204	205	206	207	208	209	210	211	212	213	214	215	216	217	218	219	220	221	222	223	224	225	226	227	228	229	230	231	232	233	234	235	236	237	238	239	240	241	242	243	244	245	246	247	248	249	250	251	252	253	254	255	256	257	258	259	260	261	262	263	264	265	266	267	268	269	270	271	272	273	274	275	276	277	278	279	280	281	282	283	284	285	286	287	288	289	290	291	292	293	294	295	296	297	298	299	300	301	302	303	304	305	306	307	308	309	310	311	312	313	314	315	316	317	318	319	320	321	322	323	324	325	326	327	328	329	330	331	332	333	334	335	336	337	338	339	340	341	342	343	344	345	346	347	348	349	350	351	352	353	354	355	356	357	358	359	360	361	362	363	364	365	366	367	368	369	370	371	372	373	374	375	376	377	378	379	380	381	382	383	384	385	386	387	388	389	390	391	392	393	394	395	396	397	398	399	400	401	402	403	404	405	406	407	408	409	410	411	412	413	414	415	416	417	418	419	420	421	422	423	424	425	426	427	428	429	430	431	432	433	434	435	436	437	438	439	440	441	442	443	444	445	446	447	448	449	450	451	452	453	454	455	456	457	458	459	460	461	462	463	464	465	466	467	468	469	470	471	472	473	474	475	476	477	478	479	480	481	482	483	484	485	486	487	488	489	490	491	492	493	494	495	496	497	498	499	500	501	502	503	504	505	506	507	508	509	510	511	512	513	514	515	516	517	518	519	520	521	522	523	524	525	526	527	528	529	530	531	532	533	534	535	536	537	538	539	540	541	542	543	544	545	546	547	548	549	550	551	552	553	554	555	556	557	558	559	560	561	562	563	564	565	566	567	568	569	570	571	572	573	574	575	576	577	578	579	580	581	582	583	584	585	586	587	588	589	590	591	592	593	594	595	596	597	598	599	600	601	602	603	604	605	606	607	608	609	610	611	612	613	614	615	616	617	618	619	620	621	622	623	624	625	626	627	628	629	630	631	632	633	634	635	636	637	638	639	640	641	642	643	644	645	646	647	648	649	650	651	652	653	654	655	656	657	658	659	660	661	662	663	664	665	666	667	668	669	670	671	672	673	674	675	676	677	678	679	680	681	682	683	684	685	686	687	688	689	690	691	692	693	694	695	696	697	698	699	700	701	702	703	704	705	706	707	708	709	710	711	712	713	714	715	716	717	718	719	720	721	722	723	724	725	726	727	728	729	730	731	732	733	734	735	736	737	738	739	740	741	742	743	744	745	746	747	748	749	750	751	752	753	754	755	756	757	758	759	760	761	762	763	764	765	766	767	768	769	770	771	772	773	774	775	776	777	778	779	780	781	782	783	784	785	786	787	788	789	790	791	792	793	794	795	796	797	798	799	800	801	802	803	804	805	806	807	808	809	810	811	812	813	814	815	816	817	818	819	820	821	822	823	824	825	826	827	828	829	830	831	832	833	834	835	836	837	838	839	840	841	842	843	844	845	846	847	848	849	850	851	852	853	854	855	856	857	858	859	860	861	862	863	864	865	866	867	868	869	870	871	872	873	874	875	876	877	878	879	880	881	882	883	884	885	886	887	888	889	890	891	892	893	894	895	896	897	898	899	900	901	902	903	904	905	906	907	908	909	910	911	912	913	914	915	916	917	918	919	920	921	922	923	924	925	926	927	928	929	930	931	932	933	934	935	936	937	938	939	940	941	942	943	944	945	946	947	948	949	950	951	952	953	954	955	956	957	958	959	960	961	962	963	964	965	966	967	968	969	970	971	972	973	974	975	976	977	978	979	980	981	982	983	984	985	986	987	988	989	990	991	992	993	994	995	996	997	998	999	1000

Nomenclatures chimie organique

Nombre de carbone	Nom
1	Méth
2	Eth
3	Prop
4	But
5	Pent
6	Hex
7	Hept
8	Oct
9	Non
10	Déca

Mnémotechnique :
Maman Est Partie,
Bébé Pleure.

Alcanes linéaires : composés de carbone et hydrogènes sans liaisons multiples

Nom de l'alcane linéaire = **Corps du nom** (désigne le nombre d'atomes C) + Suffixe **ane**

Formule semi-développée	Nom	Nombre de carbone de la chaîne linéaire
CH ₄	Méthane	1
CH ₃ -CH ₃	Ethane	2
CH ₃ -CH ₂ -CH ₃	Propane	3
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Butane	4
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Pentane	5
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Hexane	6
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Heptane	7
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Octane	8
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Nonane	9
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Décane	10

Alcanes ramifiés

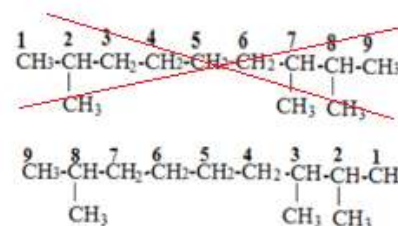
Nom de l'alcane ramifié = **Préfixe** (noms et positions des ramifications) + **Corps du nom** + Suffixe **ane**

- La chaîne principale est toujours la chaîne linéaire la plus longue.
- La chaîne principale porte le nom de alcane correspondant
- Le nom de la ramification est le nom du groupe alkyle

Formule semi-développée de l'alkyle	Nom	Nombre de carbone
CH ₃ -	Méthyl	1
CH ₃ -CH ₂ -	Ethyl	2
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -	Propyl	3
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -	Butyl	4
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -	Pentyl	5
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -	Hexyl	6

- Les positions des ramifications doivent être indiquées par des indices si une confusion est possible.
- Les ramifications sont écrites par ordre alphabétique avec des indices di (2), tri(3)...
- La numérotation de la chaîne principale commence par l'extrémité à partir de laquelle apparaît en premier lieu le plus grand nombre de ramifications

Exemple: 2,3,8-triméthylnonane et non 2,7,8-triméthylnonane



Fonctions chimiques

Nom des fonctions chimiques = Préfixes éventuels + Corps du nom + Suffixe ane + indice de position si nécessaire + suffixe d'une fonction

Familles	Fonction Chimique	Groupe	Préfixe	Suffixe « ane »	Indice de position	Suffixe Fonction
Alcool	-OH	Hydroxyle		an	Oui	ol
Aldéhyde		Carbonyle		an		al
Cétone		Carbonyle		an	Oui	one
Acide carboxylique		Carboxyle	acide	an		oïque

a) La chaîne principale est la chaîne la plus longue portant le carbone fonctionnel. Dans le cas de l'acide carboxylique, de l'aldéhyde, de l'ester et de l'amide, ce carbone est le carbone 1 de la chaîne.

b) Les chaînes ramifiées sont désignées normalement par des suffixes -yl, leur position d'attache à la chaîne principale est déterminée normalement par des indices.

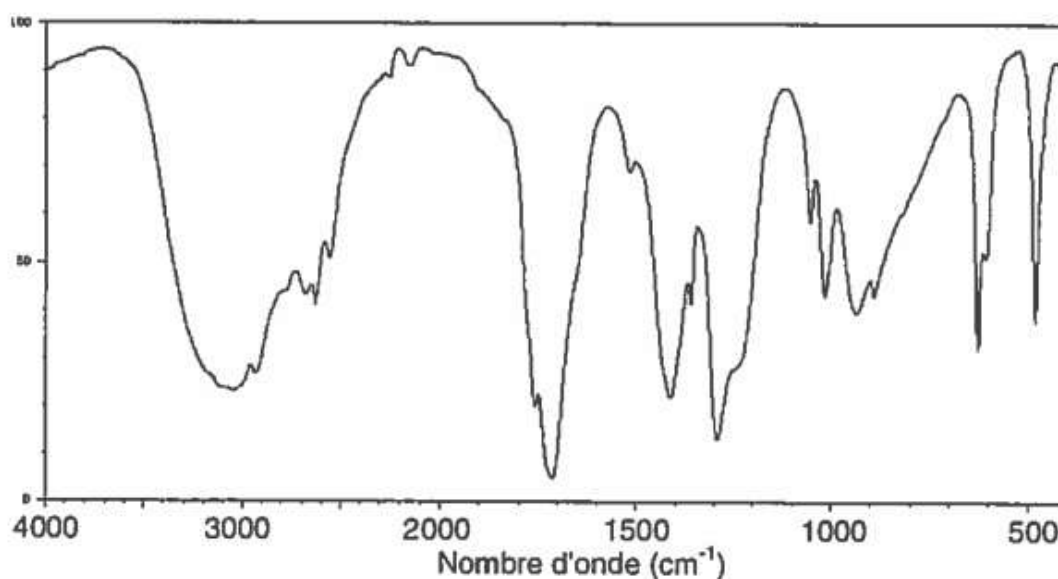
Spectroscopie IR

La spectroscopie IR **permet d'identifier la nature des liaisons et donc d'identifier les groupes caractéristiques** dans une molécule organique.

Elle ne permet pas d'identifier le squelette carboné de la molécule.

Les spectres IR présentent généralement :

- En abscisse, le nombre d'onde $\sigma = 1/\lambda$ exprimé en cm^{-1} . L'échelle est orientée vers la gauche et elle n'est pas toujours linéaire.
- En ordonnée, la transmittance T en pourcentage.



A l'aide d'une table spectroscopique, nous pouvons déterminer les différents groupes caractéristiques.

Table spectroscopique IR simplifiée :

Liaison	Nombre d'onde (cm^{-1})	Intensité
O-H alcool libre	3500 - 3700	forte, fine
O-H alcool lié	3200 - 3400	forte, large
O-H acide carboxylique	2500 - 3200	forte à moyenne, large
N-H amine	3100 - 3500	moyenne
N-H amide	3100 - 3500	forte
N-H amine ou amide	1560 - 1640	forte ou moyenne
C _{tri} - H	3000 - 3100	moyenne
C _{tét} - H	2800 - 3000	forte
C = O ester	1700 - 1740	forte
C = O amide	1650 - 1740	forte
C = O aldéhyde et cétone	1650 - 1730	forte
C = O acide carboxylique	1680 - 1710	forte

Combustions

	Définition	Exemple
Combustible	Capable de brûler	Alcanes (C_nH_{2n+2}) Alcools ($C_nH_{2n+2}O$)
Comburant		Dioxygène O_2
Combustion : réaction d'oxydoréduction en phase gazeuse, le combustible s'oxyde et le comburant se réduit. Le combustible réagit avec le dioxygène et forme du dioxyde de carbone et de l'eau.		

Type de combustion	Condition	Produits de réaction	Observation
Complète	Suffisamment de dioxygène	Eau et le dioxyde de carbone	
Incomplète	Il n'y a pas suffisamment de dioxygène	Eau et le dioxyde de carbone Et carbone et le monoxyde de carbone.	Flamme jaune. Le monoxyde de carbone est un gaz incolore, inodore et toxique.

Aspect énergétique d'une combustion

Energie molaire de réaction

Energie molaire d'une réaction :

$$E_r = E_d - E_f$$

Avec :

- E_r : l'énergie molaire d'une réaction ($J \cdot mol^{-1}$)
- E_d : l'énergie molaire d'énergie de dissociation ($J \cdot mol^{-1}$)
- E_f : l'énergie molaire de formation ($J \cdot mol^{-1}$)

Liaison	Énergie de liaison (kJ/mol)
O-H	464
O-O	142
O=O	502
C-O	351
C=O *	730
C-C	347
C=C	615
C≡C	811
C-H	414
* les liaisons dans CO_2 valent 795 kJ/mol.	

$E_r < 0$	Libère de l'énergie	Exothermique
$E_r > 0$	Absorbe de l'énergie	Endothermique
$E_r = 0$	N'échange pas de l'énergie	Athermique

L'énergie libérée :

$$E = n \cdot E_r$$

Avec :

- E : l'énergie libérée (J)
- n : la quantité de matière de combustible consommé en moles (mol)
- E_r : l'énergie molaire d'une réaction ($J \cdot mol^{-1}$)

Combustion et enjeux de société

Les réactions de combustions produisent de grandes quantités de CO_2 . Ce gaz participe à l'effet de serre et donc au réchauffement climatique actuel de la planète.

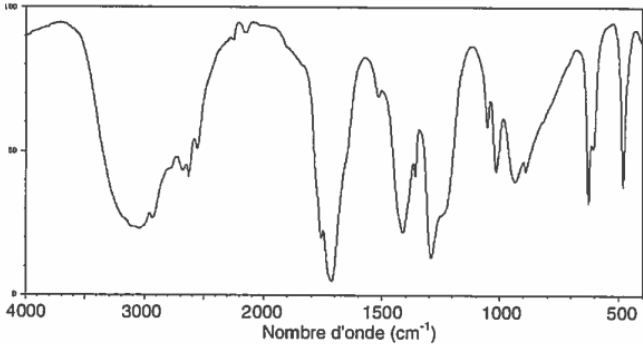
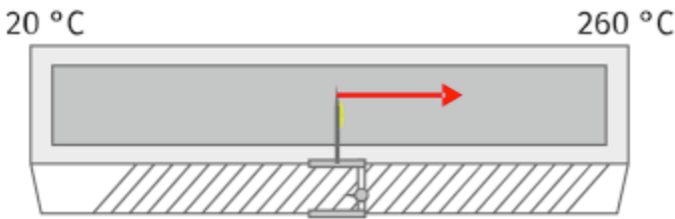
Synthèse organique

Etapes de synthèse organique :

1. Réaction chimique
2. Isolement du produit synthétisé
3. Purification
4. Analyse du produit pur

Etapes	Nom du montage	Rôle	Montage
Réaction chimique	Chauffage à reflux	Accélérer la réaction sans perte de matières	CHAUFFAGE A REFLUX 1 - Réfrigérant à boules 2 - Pince mâchoire (pour maintenir le ballon et le réfrigérant en position verticale) 3 - Ballon monocol 4 - Chauffe-ballon 5 - Système élévateur (ou valet élévateur) E - Entrée eau S - Sortie eau
Isolement du produit synthétisé	Filtration simple	Séparer un mélange solide liquide	mélange hétérogène papier-filtre entonnoir filtrat

Etapes	Nom du montage	Rôle	Montage
Isolement du produit synthétisé	Filtration sous vide	Séparer un mélange solide liquide	
	Extraction par solvant	Extraire une espèce chimique E d'un mélange aqueux	Le solvant S doit être non-miscible à l'eau ; L'espèce E doit être très soluble dans le solvant S ; Le solvant S ne doit pas être trop dangereux ; Le solvant S doit être volatil afin de pouvoir être facilement éliminé en fin d'extraction.
Purification	Distillation Pour un liquide		
	Recristallisation Pour un solide		

Etapes	Nom du montage	Rôle	Montage
Analyse du produit pur	Chromatographie sur couche mince C.C.M	Vérifier si corps pur ou mélange Vérifier si deux molécules sont identiques	 Verticalement : • présence de plusieurs taches = mélange • Une seule tache = corps pur Horizontalement: • deux taches à la même hauteur = molécules identiques
	spectre IR	Vérifier la famille de la molécule organique	 Nombre d'onde (cm⁻¹)
	Banc Köfler	Vérification de la température de fusion	 20 °C 260 °C

Rendement :

$$\eta = \frac{n_{\text{produit}}}{n_{\text{théorique}}}$$