



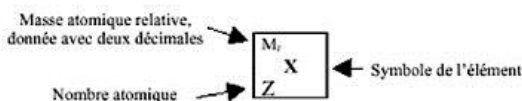
**UNIVERSITE DE MONTPELLIER  
FACULTE DES SCIENCES**



**Travaux Dirigés de Licence – HLCH 101-  
Chimie Générale – 2018/19**

**Tableau périodique des éléments**

1 (Ia)		2 (IIa)												13 (IIIa)	14 (IVa)	15 (Va)	16 (VIa)	17 (VIIa)	18 (VIIIa)				
1,01 H 1		6,94 Li 3	9,01 Be 4															10,81 B 5	12,01 C 6	14,01 N 7	16,00 O 8	19,00 F 9	20,18 Ne 10
22,99 Na 11		24,31 Mg 12		3 (IIIb)	4 (IVb)	5 (Vb)	6 (VIb)	7 (VIIb)	8	9 (VIIIb)	10	11 (Ib)	12 (IIb)	13	14	15	16	17	18				
39,10 K 19		40,08 Ca 20		44,96 Sc 21	47,88 Ti 22	50,94 V 23	52,00 Cr 24	54,94 Mn 25	55,85 Fe 26	58,93 Co 27	58,69 Ni 28	63,55 Cu 29	65,39 Zn 30	69,72 Ga 31	72,61 Ge 32	74,92 As 33	78,96 Se 34	79,90 Br 35	83,80 Kr 36				
85,47 Rb 37		87,62 Sr 38		88,91 Y 39	91,22 Zr 40	92,91 Nb 41	95,94 Mo 42	Tc* 43	101,07 Ru 44	102,91 Rh 45	106,42 Pd 46	107,87 Ag 47	112,41 Cd 48	114,82 In 49	118,71 Sn 50	121,75 Sb 51	127,60 Te 52	126,90 I 53	131,29 Xe 54				
132,91 Cs 55		137,33 Ba 56	57-70	174,97 Lu 71	178,49 Hf 72	180,95 Ta 73	183,85 W 74	186,21 Re 75	190,21 Os 76	192,22 Ir 77	195,08 Pt 78	196,97 Au 79	200,59 Hg 80	204,38 Tl 81	207,21 Pb 82	208,98 Bi 83	Po* 84	At* 85	Rn* 86				
Fr* 87	Ra* 88	89-102	Lr* 103	Rf* 104	Db* 105	Sg* 106	Bh* 107	Hs* 108	Mt* 109	Uun* 110	Uuu* 111	Uub* 112											
138,92 La 57	140,12 Ce 58	140,91 Pr 59	144,24 Nd 60	Pm* 61	150,36 Sm 62	151,97 Eu 63	157,25 Gd 64	158,93 Tb 65	162,50 Dy 66	164,93 Ho 67	167,26 Er 68	168,93 Tm 69	173,04 Yb 70										
Ac* 89	232,04 Th 90	231,04 Pa 91	238,03 U 92	Np* 93	Pu* 94	Am* 95	Cm* 96	Bk* 97	Cf* 98	Es* 99	Fm* 100	Md* 101	No* 102										



\* : Eléments n'ayant pas de nucléide (isotope) de durée de vie suffisamment longue et n'ayant donc pas une composition terrestre caractéristique.

H						
2,1						
Li	Be	B	C	N	O	F
1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0,9	1,2	1,5	1,8	2,1	2,5	3,0
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
0,8	1,0	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
0,8	1,0	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At
0,7	0,9	1,8	1,8	1,9	2,0	2,2

ÉCHELLE D'ÉLECTRONEGATIVITE DES ÉLÉMENTS DE PAULING.

## I- Retour sur les acquis du lycée

*Les exercices de cette partie reviennent sur des connaissances de base considérées comme acquises en lycée. Si ces exercices vous posent problème, il est important d'en faire part à votre enseignant et reprendre des ouvrages de lycée ou les ouvrages mentionnés ci-dessous afin de retravailler ces notions de base qui seront utilisées par la suite en chimie pendant la première année d'université.*

*Pour chaque connaissance mentionnée ci-dessous, une référence d'ouvrage vous est proposée afin de vous permettre d'acquérir ces connaissances de base indispensables. Les livres traitant de la chimie au niveau du 1<sup>er</sup> cycle sont nombreux et bon nombre se trouvent à la bibliothèque. Les deux ouvrages mentionnés ci-dessous dans les connaissances supposées acquises à l'entrée de l'université sont les suivants :*

Référence 1 : « Chimie » de Stéphane Perrio, Béatrice Roy et Jean-Yves Winum , éditeur Dunod, 2017

Référence 2 : « Chimie : molécules, matière et métamorphoses » P. Atkins et L. Jones édité par DeBoeck Université, 1998

### Connaissances supposées acquises à l'entrée de l'université :

- **Unités du système international, conversion entre unités** (Référence 1 : pages 6-9)
- **Notions de mathématique**
  - ✓ Etude d'une fonction, dérivée, intégrale, fonction logarithme
  - ✓ Géométrie : volume d'un parallélépipède, d'une sphère, théorème de Pythagore
- **Définition d'une mole** (Référence 1 : pages 27)
- **L'atome : symbole chimique, composition d'un atome, isotope, masse molaire atomique** (Référence 1 : pages 24-27)
- **Molécule, Ions**
  - ✓ Définition Molécule, ion moléculaire (Référence 2 : pages 15-16)
  - ✓ Formule brute (Référence 1 : page 110)
  - ✓ Représentation d'une molécule développée, semi-développée, topologique (Référence 1 : page 112)
  - ✓ Principales fonctions en chimie organique : alcane, alcène, alcyne, benzène, alcool, éther, aldéhyde, cétone et acide carboxylique (Référence 2 : pages 389-404)
  - ✓ Isomère : définition, propriétés chimiques et physiques (Référence 2 : pages 406-407)
  - ✓ Masse molaire moléculaire (Référence 2 : pages 53-55)
  - ✓ Notion de solvant, de soluté (Référence 1 : page 224)
- **Généralités sur les réactions chimiques**
  - ✓ Equilibration d'une équation chimique (Référence 1 : pages 198-200)
  - ✓ Réaction totale, réaction équilibrée (Référence 1 : pages 201)
  - ✓ Stœchiométrie et avancement d'une réaction (Référence 1 : pages 201)

- ✓ Tableau d'avancement, notion de composés en excès, en défaut (Référence 1 : pages 202-205)
- ✓ Vitesse de réaction : réaction rapide/lente
- ✓ Notion de catalyseur (Référence 1 : début page 316)
- **Réactions acido-basiques dans l'eau**
  - ✓ Définition d'un acide dans l'eau (Référence 1 : début page 228)
  - ✓ Définition d'un acide fort, exemple HCl, définition d'un acide faible, exemple CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub>H (Référence 1 : page 232)
  - ✓ Définition d'une base forte, exemple la soude (NaOH), définition d'une base faible, exemple NH<sub>3</sub>
  - ✓ Constante d'acidité K<sub>a</sub> (Référence 1 : page 233)

**Savoir-faire supposé acquis à l'entrée de l'université :**

- **Conversion entre unités, utilisation des unités du système international et des unités usuelles**
- **Atome**
  - ✓ Déterminer la composition d'un atome
  - ✓ Connaître l'ordre de grandeur d'un atome
  - ✓ Utiliser la notion de masse molaire
- **Molécule :**
  - ✓ Donner la représentation développée, semi-développée, topologique d'une molécule
  - ✓ Identifier les principales fonctions organiques
  - ✓ Calculer une masse molaire d'un composé moléculaire, utiliser cette grandeur.
  - ✓ Calculer des concentrations molaires d'un soluté dans un solvant.
- **Généralités sur les réactions chimiques**
  - ✓ Equilibrer une équation chimique
  - ✓ Bâtir un tableau d'avancement afin d'estimer les espèces en présence à la suite d'une réaction totale, identifier les composés en excès et en défaut
- **Réactions acido-basiques dans l'eau**
  - ✓ Ecrire la réaction d'un acide fort ou faible avec l'eau
  - ✓ Ecrire la réaction d'une base forte ou faible avec l'eau.

## 1- L'atome de symbole ${}^A_ZX$

- 1.1- De quoi est constitué un atome noté  ${}^A_ZX$ ? Que représente Z ? A ? Comment les nomme-t-on ? Appliquer cela à  ${}^{238}_{92}U$ . (U représente l'élément Uranium)
- 1.2- Quel est l'ordre de grandeur du rayon d'un atome ? Choisir l'unité correcte : Le rayon de l'atome d'uranium vaut 175  $\square$  mm  $\square$   $\mu$ m  $\square$  nm  $\square$  pm  $\square$  fm
- NB : A l'avenir, lorsque vous déterminerez un rayon d'atome, vous vérifierez, avant de donner une valeur, que la valeur que vous obtenez a le bon ordre de grandeur.**
- 1.3- Définir ce que sont deux isotopes. Ont-ils les mêmes propriétés physiques ? chimiques ?
- 1.4-  ${}^{238}_{92}U$  et  ${}^{235}_{92}U$  sont-ils des isotopes ?
- 1.5- Qu'est-ce qu'une mole sachant que le nombre d'Avogadro  $N_A$  est égal à  $6,022 \cdot 10^{23}$  ?
- 1.6- La masse molaire de  ${}^{12}_6C$  est égale, par définition de la notion de mole, à  $12 \text{ g mol}^{-1}$ . En déduire dans le système international la masse d'un atome de  ${}^{12}_6C$ .
- 1.7- Par définition, on définit une unité de masse uma telle que 1 uma est un égal à un douzième de la masse de l'atome  ${}^{12}_6C$ . Calculer dans le système international 1 uma.
- 1.8- Dans le tableau périodique donné en 1<sup>ière</sup> page, il est indiqué pour l'atome de carbone :

12,01
C
6

sachant 12,01 correspond à la masse moyenne des différents isotopes rencontrés à l'état naturel en utilisant l'unité uma.

En ne considérant que les deux principaux isotopes du carbone (12 et 13) et sachant que la masse d'un atome  ${}^{13}_6C$  est égale à 13,003 uma, déduire le pourcentage de chacun.

## 2- Eau, méthoxyméthane (également nommé diméthyl éther ou éther méthylique) et éthanol

Considérons deux récipients : un cube de côté  $a = 2 \text{ dm}$  et une sphère de diamètre  $d = 2 \text{ dm}$ .

- 2.1- Sans faire de calcul, quel est le volume le plus élevé entre le cube de côté  $a = 2 \text{ dm}$  et une sphère de diamètre  $d = 2 \text{ dm}$  ?
- 2.2- Donner l'expression du volume de ces deux récipients en fonction de  $a$  pour le cube et de  $d$  pour la sphère. Faire l'application numérique dans le système international. Donner également ce volume en litre.
- 2.3- Calculer la masse d'eau que l'on peut mettre dans ces deux récipients. Combien y a-t-il de moles d'eau présentes dans ces récipients ?

- 2.4- L'éthanol et le diméthyl éther ont la même formule chimique  $C_2H_6O$ . Comment appelle-t-on deux composés chimiques qui ont la même formule chimique brute mais qui sont différents ? Ont-ils les mêmes propriétés chimiques ? physiques ?
- 2.5- Donner les représentations développées, semi-développées et topologiques de l'éthanol et du diméthyl éther.
- 2.6- Calculer la masse de diméthyl éther pur que l'on peut mettre dans le cube de côté  $a = 2$  dm sachant que sa masse volumique vaut  $0,71 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ .
- 2.7- La solubilité de l'éther dans l'eau est de  $69 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ . Combien de moles d'éther peut-on solubiliser dans 1 litre d'eau ? Comparer ce chiffre au nombre de moles d'eau présentes dans 1 litre d'eau pure.

### 3- Réaction chimique

#### 3.1- Réaction de combustion du butane

- 3.1.1- Qu'est-ce qu'une réaction totale ?
- 3.1.2- La réaction de combustion totale du butane  $(C_4H_{10})_{\text{gaz}}$  à  $25^\circ\text{C}$  avec du dioxygène gazeux produit du  $CO_2$  gazeux et de l'eau liquide. Ecrire l'équation chimique. Vous indiquerez la démarche suivie pour équilibrer la réaction.
- 3.1.3- Considérons que 4 moles de butane réagissent sur 7 moles de di-oxygène. Bâtir le tableau d'avancement. Indiquer la composition finale, le réactif en excès et celui en défaut.

#### 3.2- Catalyseur

A quoi sert un catalyseur ? Donner un exemple.

### 4- Réaction acido-basique dans le solvant eau

Une réaction acido-basique correspond au transfert d'un proton ( $H^+$ ) de l'acide vers la base : l'acide cède un proton et la base capte ce proton. La réaction peut être soit totale (on parle alors d'acide fort) ou équilibrée (on parle d'acide faible) :

✓ Dans l'eau, un acide fort réagit totalement dans l'eau et cède un proton :



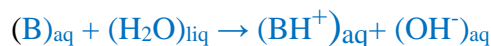
Un acide fort réagit sur le solvant eau totalement pour produire des cations  $H_3O^+$  dont la concentration est mesurée à l'aide d'un pH-mètre. En effet, le pH d'une solution est donné par la formule  $\text{pH} = -\log([H_3O^+])$ . La connaissance du pH permet de connaître la concentration en  $[H_3O^+]$ . L'acide chlorhydrique (HCl) et l'acide nitrique ( $HNO_3$ ) sont des exemples d'acide fort.

✓ Dans l'eau, si la réaction n'est pas totale mais qu'un équilibre s'établit, l'acide est dit faible : il cède partiellement un proton :  $(AH)_{\text{aq}} + (H_2O)_{\text{liq}} \rightleftharpoons (A^-)_{\text{aq}} + (H_3O^+)_{\text{aq}}$ .

Un acide faible est caractérisé par la constante d'équilibre d'acidité  $K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$  qui permet de déterminer les proportions d'acide (AH) et de base ( $A^-$ ) présentes dans l'eau à un pH donné.

$CH_3CO_2H$ , l'acide éthanoïque (également nommé acide acétique) est un exemple d'acide faible dont la constante d'équilibre vaut  $10^{-4.8}$ .

✓ Dans l'eau, une base forte (B) réagit totalement sur le solvant l'eau et arrache un proton à l'eau : un anion hydroxyde ( $OH^-$ ) est produit. Sa concentration peut être déduite par la connaissance du pH du milieu car à  $25^\circ C$   $[OH^-][H_3O^+] = 10^{-14}$ .



L'éthanolate ( $CH_3CH_2O^-$ ) en est un exemple.

L'hydroxyde de sodium solide ( $NaOH$ )<sub>solide</sub> (nommé également soude en laboratoire) ou l'hydroxyde de potassium solide KOH (nommé également potasse en laboratoire) sont des bases fortes : NaOH se dissocie dans l'eau totalement pour donner une solution aqueuse de  $(Na^+)_{aq} + (OH^-)_{aq}$  tandis que KOH se dissocie totalement dans l'eau pour donner une solution aqueuse de  $(K^+)_{aq} + (OH^-)_{aq}$ .

✓ Dans l'eau, si la réaction n'est pas totale et qu'un équilibre s'établit la base est dite faible : elle capte partiellement un proton au solvant eau.  $(B)_{aq} + (H_2O)_{liq} \rightleftharpoons (BH^+)_{aq} + (OH^-)_{aq}$

L'ammoniac ( $NH_3$ ) est un exemple de base faible.

**NB : Vous pouvez lire dans certains ouvrages qu'un acide est tel qu'il cède un proton :**

**$(AH)_{aq} \rightarrow (A^-)_{aq} + (H^+)_{aq}$  C'est une notation simplifiée. Néanmoins en chimie, il est assez courant d'écrire  $(H^+)_{aq}$  au lieu de  $(H_3O^+)_{aq}$ .**

- 4.1- On dit qu'un acide fort tel que HCl (acide chlorhydrique),  $HNO_3$  (acide nitrique) n'existe pas dans l'eau. Ecrire la réaction ayant lieu et justifier pourquoi on dit qu'un acide fort n'existe pas dans l'eau. De même, justifier pourquoi l'on dit qu'un acide fort se dissocie totalement.
- 4.2- Nous rappelons que  $pH = -\log([H_3O^+])$  : la mesure du pH permet de mesurer la concentration de  $H_3O^+$  et de ce fait l'acidité du système. Considérons une solution de concentration  $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  de HCl, un acide fort, quelle est la concentration de  $H_3O^+$  dans la solution ? En déduire le pH.
- 4.3- Au contraire un acide faible comme  $CH_3CO_2H$  existe dans l'eau car la réaction suivante est équilibrée et non totale :  $(CH_3CO_2H)_{aq} + H_2O \rightleftharpoons (CH_3CO_2^-)_{aq} + (H_3O^+)_{aq}$ . Considérons une solution de concentration  $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  de  $CH_3CO_2H$ . La concentration en  $H_3O^+$  dans cette solution est-elle supérieure, égale ou inférieure à celle d'une solution  $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  de HCl traitée à la question précédente ?