

Cours No 12.1 et 2
Acides, bases et équilibre acide/base

V.Michaud

Ecole Polytechnique Fédérale de Lausanne



Table des matières

- Introduction, retour sur les équations chimiques
- Définition des acides et des bases
- Équilibres acidobasiques
 - Autoprotolyse de l'eau
 - Couple acide base conjugués
 - Constante d'acidité et basicité
 - Échelle pH
- Calcul du pH de solutions

Objectifs du cours

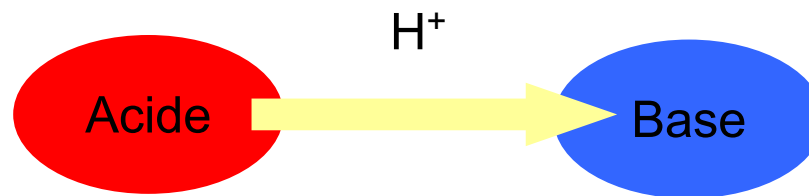
- Retour à la thermodynamique des systèmes réactifs.
- Comprendre l'influence de l'environnement sur les matériaux, au travers de plusieurs types de réactions, ici acide/base.
- Exemples de réactions:
 - Décapage chimique et dissolution de métaux
 - Durcissement du ciment (production de $\text{Ca}(\text{OH})_2$) et dégradation du ciment (par des acides qui attaquent les phases hydratées)
 - Préparation de substances médicamenteuses ou culinaires..(fromage)
 - Corps humain: acide lactique, acides aminés

Introduction

Parmi les réactions chimiques, il y en a deux qui sont très importantes et correspondent à soit un échange de proton (H^+), soit un échange d'électron (e^-). Ce sont respectivement les réactions **d'acide/base**, et les réactions **d'oxydo/réduction** que l'on verra plus tard.

Acide: donneur de protons $\text{HA} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}^+$

Base: accepteur de protons $\text{B} + \text{H}^+ \rightarrow \text{BH}^+$



Définition selon Brønsted- Lowry

Une réaction acide/base est une réaction d'**échange de protons entre deux couples donneur/accepteur**. Défini en 1923 par deux chercheurs indépendants (DK, UK)



Exemple:



Acide éthanoïque (acétique) + eau $\rightarrow$ ethanoate + ion hydronium

Définition selon Brønsted- Lowry

Réaction aussi possible dans un milieu **non aqueux**

donneur (AH) + accepteur (B) $\rightarrow$ accepteur (A⁻) + donneur (BH⁺)

acide + base $\rightarrow$ base conjuguée + acide conjugué

Exemples:



Acide + base $\rightarrow$ base conj. + acide conj.

Dans l'eau, NH₃ est aussi une base:

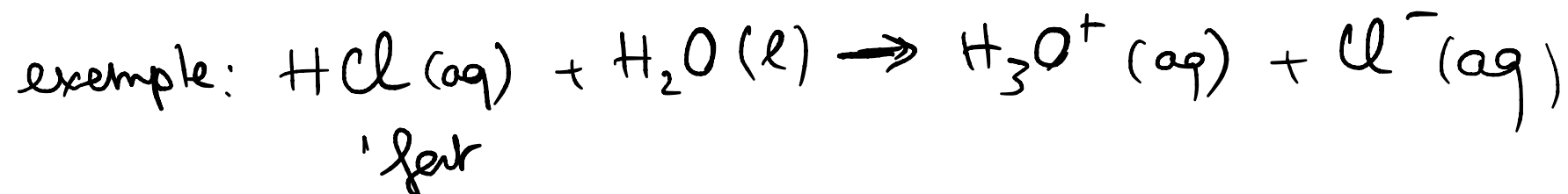


Acides, bases forts et faibles

Acide fort: se dissocie entièrement dans l'eau

Base forte: se dissocie entièrement dans l'eau

Un acide faible ou une base faible: ne sont pas complètement ionisés dans l'eau et y subsistent sous forme moléculaire non dissociée, car la réaction atteint un équilibre.

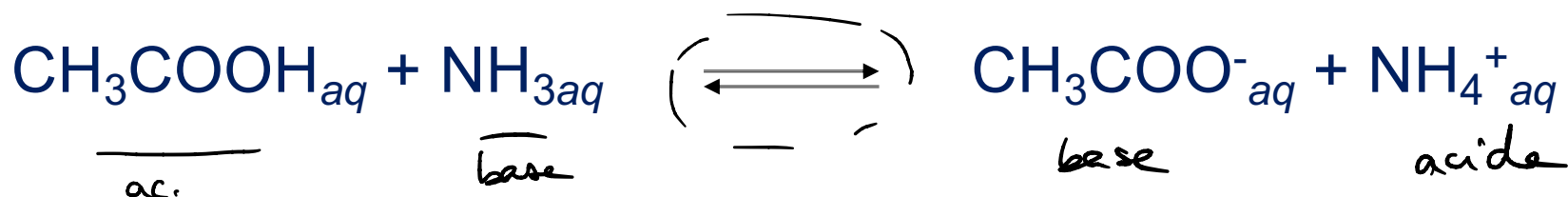


Acide acétique $\rightarrow$ réaction d'équilibre



Acides, bases forts et faibles

Exemple du cours sur les équilibres:



Concentration à l'équilibre [mol/L]

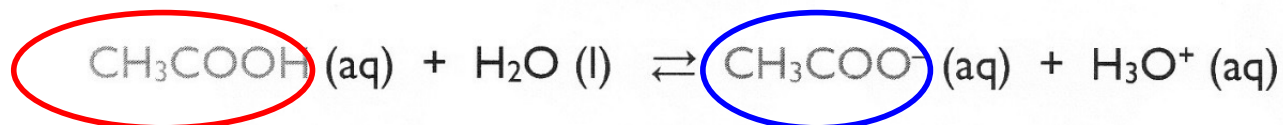
$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^{-}][\text{NH}_4^{+}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{NH}_3]}$$

$$Q = \frac{\text{Produits}}{\text{Reactifs}}$$

Remarque: Si la réaction est inversée, la constante d'équilibre doit l'être aussi.

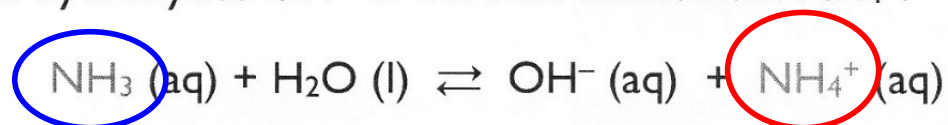
Acides et bases conjugués

Lorsqu'on dissout, par exemple, l'acide acétique CH_3COOH dans l'eau, on obtient des ions hydronium H_3O^+ et des ions acétate:

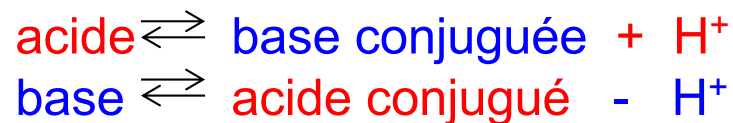


Dans la réaction en retour, l'ion acétate peut capter un proton H^+ pour reformer l'acide acétique. L'ion acétate est donc une base. Comme l'ion acétate dérive de l'acide acétique par perte d'un proton, on dit qu'il est la **base conjuguée** de l'acide acétique.

De même, lorsqu'on dissout, par exemple, de l'ammoniac NH_3 dans l'eau, on obtient des ions hydroxydes OH^- et des ions ammonium NH_4^+ :

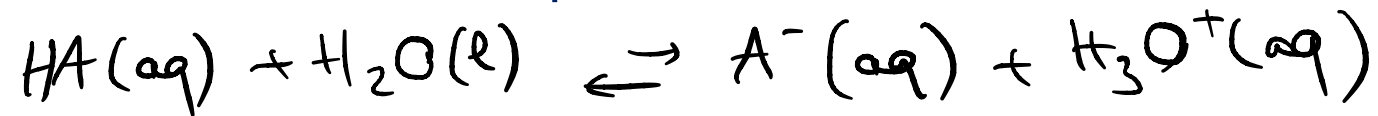


Dans la réaction en retour, l'ion ammonium peut libérer un proton H^+ pour reformer l'ammoniac. L'ion ammonium est donc un acide. Comme l'ion ammonium forme l'ammoniac par libération d'un proton, on dit qu'il est l'**acide conjugué** de l'ammoniac.



Constantes d'acidité et de basicité

Les équilibres de transfert de proton sont décrits par des constantes d'équilibre K_a , K_b , pour un acide HA en solution aqueuse:



pour une solution suffisamment diluée, l'activité de H_2O est égale à 1, donc :

constante
d'acidité (HA / A⁻)

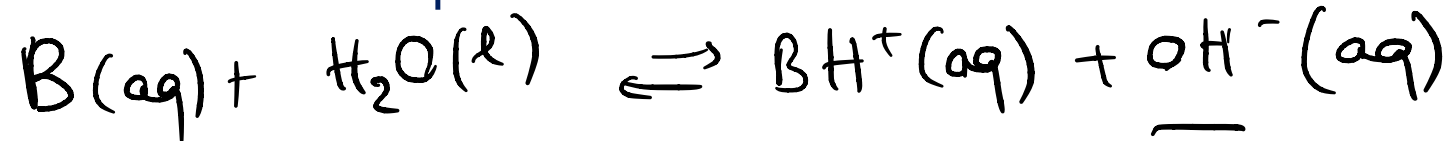
$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

de même $pH = -\log[H_3O^+]$

$$pK_a = -\log K_a = -\log \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = -\log[A^-] + pH + \log[HA]$$

Constantes d'acidité et de basicité

Les équilibres de transfert de proton sont décrits par des constantes d'équilibre K_a , K_b .
pour une base B en solution aqueuse:



constante de
basicité (B / BH⁺)

$$K_B = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

$$pK_B = -\log K_B$$

Exemples de constantes à 25° C

Acide fort: $K_a \gg 1$, $pK_a < 0$

$$pK_a = -\log_{10}(K_a)$$

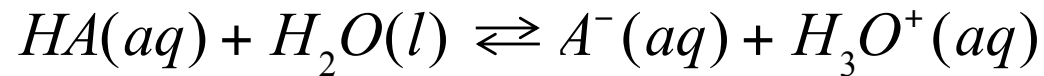


Nom	Formule	K_a	pK_a
Ac. chlorhydrique	HCl	10^8	-8
Ac. nitrique	HNO ₃	100	-2
Ac. acétique	CH ₃ COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,74
Ac. hypochloreux	HCIO	$4,0 \cdot 10^{-8}$	7,40
Ac. cyanhydrique	HCN	$6,2 \cdot 10^{-10}$	9,21
Ac. phosphorique	H ₃ PO ₄	$6,9 \cdot 10^{-3}$	2,16
	H ₂ PO ₄ ⁻	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
	HPO ₄ ²⁻	$4,8 \cdot 10^{-13}$	12,32
Ac. sulfurique	H ₂ SO ₄	10^3	-3
	HSO ₄ ⁻	10^{-2}	2

← fort
← faible

Relations entre K_a et K_b couples conjugués

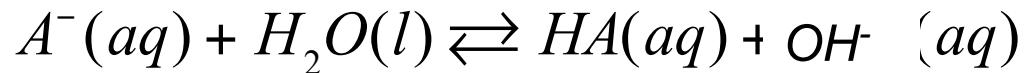
A tout acide fort correspond une base conjuguée faible et vice versa.



acide

base conjuguée

$$K_a = \frac{([A^-]/1M) \cdot ([H_3O^+]/1M)}{([HA]/1M)}$$



base

acide conjugué

$$K_b = \frac{([HA]/1M) \cdot ([OH^-]/1M)}{([A^-]/1M)}$$

Pour un acide et sa base conjuguée, les constantes d'équilibre sont reliées au produit ionique de l'eau par l'expression:

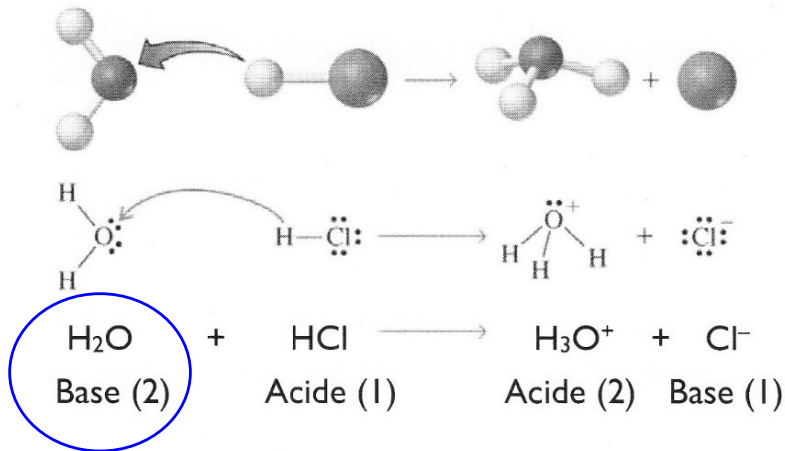
$$K_a \cdot K_b = \frac{[H_3O^+]}{1M} \cdot \frac{[OH^-]}{1M} = K_e = 10^{-14} \quad \text{à } T = 25^\circ \text{ C}$$

$$K_a \cdot K_b = K_e = 10^{-14}$$

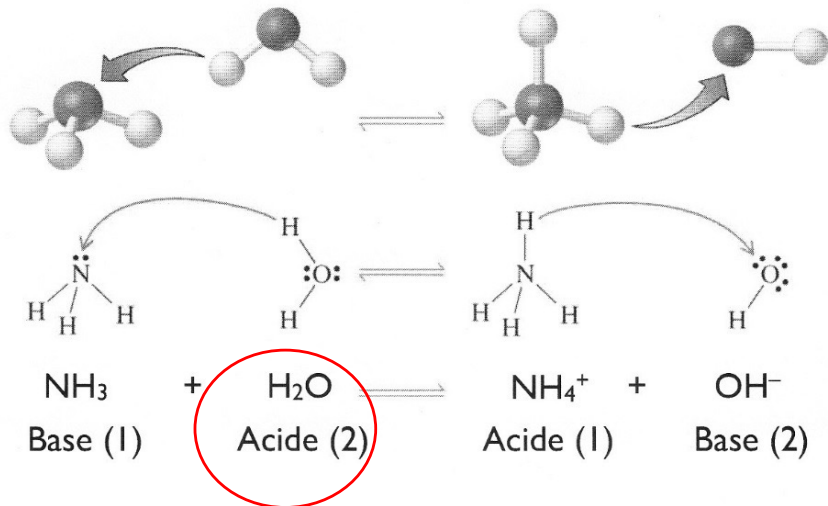
$$pK_a + pK_b = 14$$

Cette relation importante s'applique à tous les couples conjugués acide-base en solution aqueuse

L'eau: amphotère



HCl est un acide fort.
Sa réaction avec l'eau
(=hydrolyse) est complète.
H₂O agit comme une base.



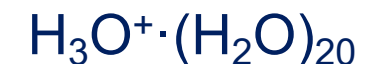
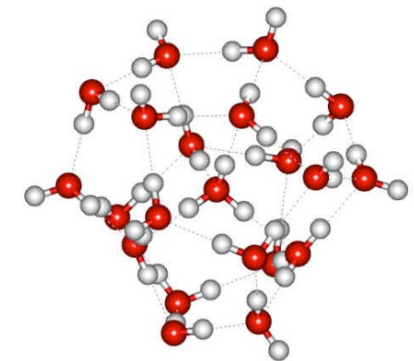
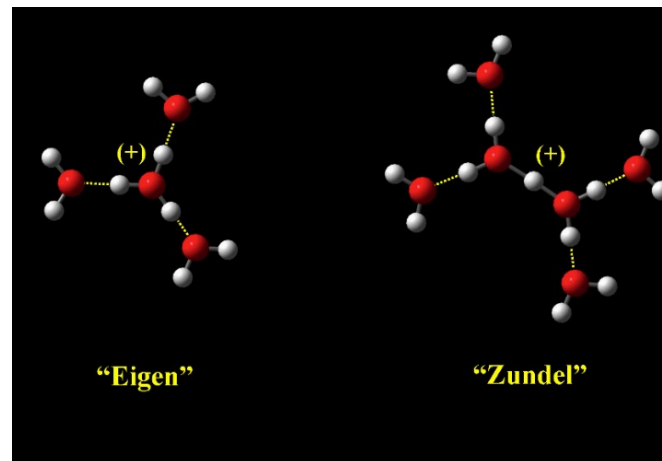
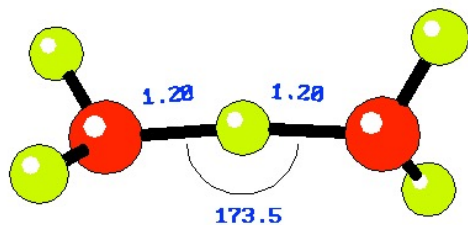
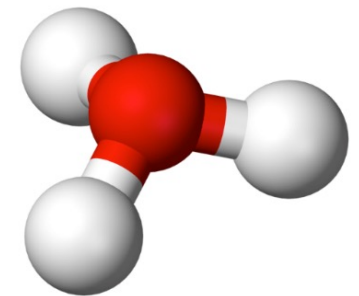
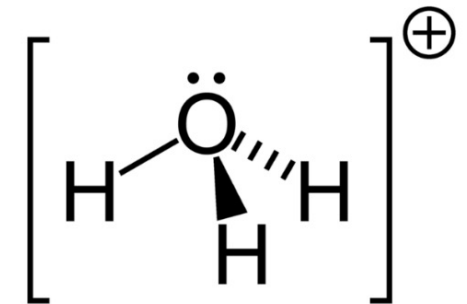
NH₃ est une base faible. Son
ionisation est partielle et un
équilibre s'établit avec les produits
de l'hydrolyse. H₂O agit comme un
acide dans cet équilibre.

H₂O peut à la fois agir comme une base ou un acide de Brønsted.
H₂O est dite **amphotère** (ou amphiprotique car c'est un solvant ou
ampholyte)

L'ion hydronium

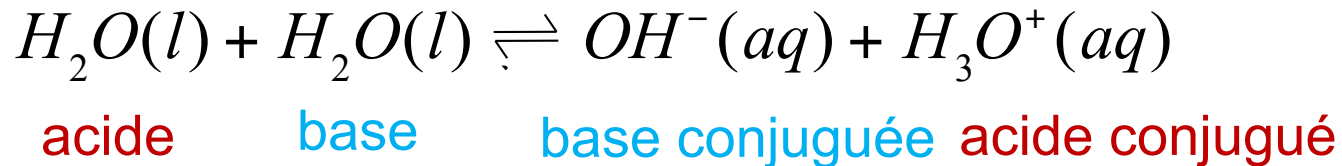


Les chimistes utilisent $\text{H}^+(\text{aq})$ et $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ d'une façon interchangeable. En réalité, le proton hydraté peut être lié à d'autres molécules H_2O par des ponts hydrogène, sous forme d'agrégats $\text{H}_{2n+1}\text{O}_n^+$



Autoprotolyse de l'eau

H₂O peut agir comme un **acide** ou comme une **base**, et se dissocie toute seule:



produit ionique de l'eau K_e: (activité de l'eau ~ 1; liquide pur) à T = 25° C

$$K_e = a(H_3O^+) \cdot a(OH^-) \cong [H_3O^+] \cdot [OH^-] \cdot 1M^{-2} \cong 10^{-14}$$

$$pK_e = -\log K_e = 14.0$$

Dans l'eau pure à 25 °C:

$$[H_3O^+] = [OH^-] \cong 10^{-7} M$$

La concentration en ions H₃O⁺ et OH⁻ est très basse dans l'eau pure.
=> **faible conductivité de l'eau distillée**

Force relative des paires acide/base conjuguées

Acides forts

Acides faibles

Acides très faibles
(acidité négligeable)

	ACID	BASE	
100% ionized in H ₂ O	Strong	HCl	Cl ⁻
		H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻
		HNO ₃	NO ₃ ⁻
Acid strength increases ↑		H ₃ O ⁺ (aq)	H ₂ O
	Weak	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻
		H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻
		HF	F ⁻
		HC ₂ H ₃ O ₂	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻
		H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻
		H ₂ S	HS ⁻
		H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻
		NH ₄ ⁺	NH ₃
		HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻
		HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻
		H ₂ O	OH ⁻
Negligible	Negligible	OH ⁻	O ²⁻
		H ₂	H ⁻
		CH ₄	CH ₃ ⁻
			Strong
			100% protonated in H ₂ O

Bases très faibles
Basicité négligeable

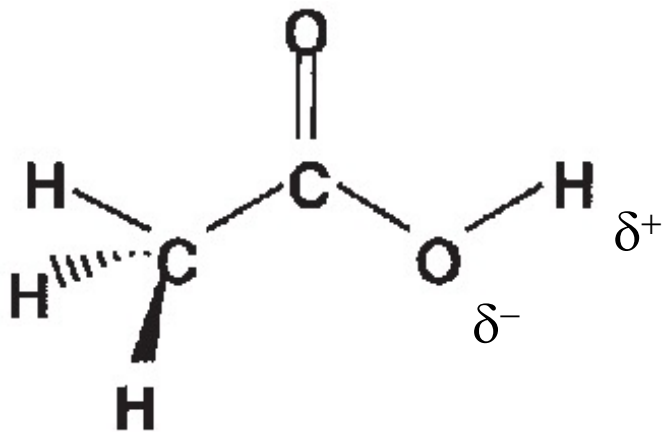
Bases faibles

Bases fortes
(KOH, NaOH)

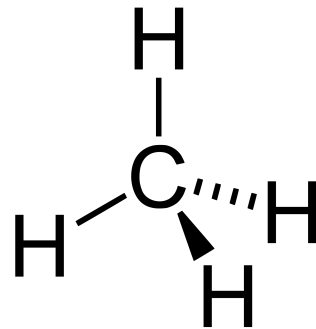
Relation avec la structure

Comment savoir si une molécule est un acide ou une base et si elle va se dissocier facilement?

Voir si la molécule comporte un ou plusieurs atomes de H **ionisables**, selon sa position et selon l'électronégativité de la molécule.



Ionisable



pas ionisable

Attention:
 $\text{H}_2\text{SO}_4 / \text{HSO}_4^-$,
 $\text{HSO}_4^- / \text{SO}_4^{2-}$

Relation avec la structure

Comment savoir si une molécule est un acide ou une base et si elle va se dissocier facilement?

Acide binaire: hydrogène plus un non-métal, A

Formule: HA , H_2A ou H_3A , si A appartient au groupe VII A, VI A ou V A

Plus l'énergie de liaison est faible, plus l'acide est fort.

Tableau périodique des éléments

Numéro atomique Z Symbole $^{(A)}$ Nom

Etats d'oxydation (s) Masse atomique (u) Masse molaire (g/mol)

Electronegativité (s) Point de fusion $(en ^\circ C)$ Point d'ébullition $(en ^\circ C)$

Masses volumiques (g/l)

(a) La couleur représente l'état à 25°C
Noir solide - Bleu liquide - Rouge gaz
En double les éléments artificiels

(b) Les plus courants en gras

(c) en gras pour les solides et les liquides (à 25°C)
en gris pour les gaz (à 0°C et 1 atm)
Ces derniers sont marqués d'une *

1 A 2 He
3 Li 4 Be
5 B 6 C 7 N 8 O 9 F 10 Ne
11 Na 12 Mg
13 Al 14 Si 15 P 16 S 17 Cl 18 Ar
19 K 20 Ca 21 Sc 22 Ti 23 V 24 Cr 25 Mn 26 Fe 27 Co 28 Ni 29 Cu 30 Zn 31 Ga 32 Ge 33 As 34 Se 35 Br 36 Kr
37 Rb 38 Sr 39 Y 40 Zr 41 Nb 42 Mo 43 Tc 44 Ru 45 Rh 46 Pd 47 Ag 48 Cd 49 In 50 Sn 51 Sb 52 Te 53 I 54 Xe
55 Cs 56 Ba 57 La 72 Hf 73 Ta 74 W 75 Re 76 Os 77 Ir 78 Pt 79 Au 80 Hg 81 Tl 82 Pb 83 Bi 84 Po 85 At 86 Rn
87 Fr 88 Ra 89 Ac 104 Rf 105 Db 106 Sg 107 Bh 108 Hs 109 Mt 110 Uun 111 Uuh 112 Uub 113 Uut 114 Uuq 115 Uup 116 Uuq 117 Uus 118 Uuo
119 Uuq 120 Uuo
121 Uuq 122 Uuo
123 Uuq 124 Uuo
125 Uuq 126 Uuo
127 Uuq 128 Uuo
129 Uuq 130 Uuo
131 Uuq 132 Uuo
133 Uuq 134 Uuo
135 Uuq 136 Uuo
137 Uuq 138 Uuo
139 Uuq 140 Uuo
141 Uuq 142 Uuo
143 Uuq 144 Uuo
145 Uuq 146 Uuo
147 Uuq 148 Uuo
149 Uuq 150 Uuo
151 Uuq 152 Uuo
153 Uuq 154 Uuo
155 Uuq 156 Uuo
157 Uuq 158 Uuo
159 Uuq 160 Uuo
161 Uuq 162 Uuo
163 Uuq 164 Uuo
165 Uuq 166 Uuo
167 Uuq 168 Uuo
169 Uuq 170 Uuo
171 Uuq 172 Uuo
173 Uuq 174 Uuo
175 Uuq 176 Uuo
177 Uuq 178 Uuo
179 Uuq 180 Uuo
181 Uuq 182 Uuo
183 Uuq 184 Uuo
185 Uuq 186 Uuo
187 Uuq 188 Uuo
189 Uuq 190 Uuo
191 Uuq 192 Uuo
193 Uuq 194 Uuo
195 Uuq 196 Uuo
197 Uuq 198 Uuo
199 Uuq 200 Uuo
201 Uuq 202 Uuo
203 Uuq 204 Uuo
205 Uuq 206 Uuo
207 Uuq 208 Uuo
209 Uuq 210 Uuo
211 Uuq 212 Uuo
213 Uuq 214 Uuo
215 Uuq 216 Uuo
217 Uuq 218 Uuo
219 Uuq 220 Uuo
221 Uuq 222 Uuo
223 Uuq 224 Uuo
225 Uuq 226 Uuo
227 Uuq 228 Uuo
229 Uuq 230 Uuo
231 Uuq 232 Uuo
233 Uuq 234 Uuo
235 Uuq 236 Uuo
237 Uuq 238 Uuo
239 Uuq 240 Uuo
241 Uuq 242 Uuo
243 Uuq 244 Uuo
245 Uuq 246 Uuo
247 Uuq 248 Uuo
249 Uuq 250 Uuo
251 Uuq 252 Uuo
253 Uuq 254 Uuo
255 Uuq 256 Uuo
257 Uuq 258 Uuo
259 Uuq 260 Uuo
261 Uuq 262 Uuo
263 Uuq 264 Uuo
265 Uuq 266 Uuo
267 Uuq 268 Uuo
269 Uuq 270 Uuo
271 Uuq 272 Uuo
273 Uuq 274 Uuo
275 Uuq 276 Uuo
277 Uuq 278 Uuo
279 Uuq 280 Uuo
281 Uuq 282 Uuo
283 Uuq 284 Uuo
285 Uuq 286 Uuo
287 Uuq 288 Uuo
289 Uuq 290 Uuo
291 Uuq 292 Uuo
293 Uuq 294 Uuo
295 Uuq 296 Uuo
297 Uuq 298 Uuo
299 Uuq 300 Uuo
301 Uuq 302 Uuo
303 Uuq 304 Uuo
305 Uuq 306 Uuo
307 Uuq 308 Uuo
309 Uuq 310 Uuo
311 Uuq 312 Uuo
313 Uuq 314 Uuo
315 Uuq 316 Uuo
317 Uuq 318 Uuo
319 Uuq 320 Uuo
321 Uuq 322 Uuo
323 Uuq 324 Uuo
325 Uuq 326 Uuo
327 Uuq 328 Uuo
329 Uuq 330 Uuo
331 Uuq 332 Uuo
333 Uuq 334 Uuo
335 Uuq 336 Uuo
337 Uuq 338 Uuo
339 Uuq 340 Uuo
341 Uuq 342 Uuo
343 Uuq 344 Uuo
345 Uuq 346 Uuo
347 Uuq 348 Uuo
349 Uuq 350 Uuo
351 Uuq 352 Uuo
353 Uuq 354 Uuo
355 Uuq 356 Uuo
357 Uuq 358 Uuo
359 Uuq 360 Uuo
361 Uuq 362 Uuo
363 Uuq 364 Uuo
365 Uuq 366 Uuo
367 Uuq 368 Uuo
369 Uuq 370 Uuo
371 Uuq 372 Uuo
373 Uuq 374 Uuo
375 Uuq 376 Uuo
377 Uuq 378 Uuo
379 Uuq 380 Uuo
381 Uuq 382 Uuo
383 Uuq 384 Uuo
385 Uuq 386 Uuo
387 Uuq 388 Uuo
389 Uuq 390 Uuo
391 Uuq 392 Uuo
393 Uuq 394 Uuo
395 Uuq 396 Uuo
397 Uuq 398 Uuo
399 Uuq 400 Uuo
401 Uuq 402 Uuo
403 Uuq 404 Uuo
405 Uuq 406 Uuo
407 Uuq 408 Uuo
409 Uuq 410 Uuo
411 Uuq 412 Uuo
413 Uuq 414 Uuo
415 Uuq 416 Uuo
417 Uuq 418 Uuo
419 Uuq 420 Uuo
421 Uuq 422 Uuo
423 Uuq 424 Uuo
425 Uuq 426 Uuo
427 Uuq 428 Uuo
429 Uuq 430 Uuo
431 Uuq 432 Uuo
433 Uuq 434 Uuo
435 Uuq 436 Uuo
437 Uuq 438 Uuo
439 Uuq 440 Uuo
441 Uuq 442 Uuo
443 Uuq 444 Uuo
445 Uuq 446 Uuo
447 Uuq 448 Uuo
449 Uuq 450 Uuo
451 Uuq 452 Uuo
453 Uuq 454 Uuo
455 Uuq 456 Uuo
457 Uuq 458 Uuo
459 Uuq 460 Uuo
461 Uuq 462 Uuo
463 Uuq 464 Uuo
465 Uuq 466 Uuo
467 Uuq 468 Uuo
469 Uuq 470 Uuo
471 Uuq 472 Uuo
473 Uuq 474 Uuo
475 Uuq 476 Uuo
477 Uuq 478 Uuo
479 Uuq 480 Uuo
481 Uuq 482 Uuo
483 Uuq 484 Uuo
485 Uuq 486 Uuo
487 Uuq 488 Uuo
489 Uuq 490 Uuo
491 Uuq 492 Uuo
493 Uuq 494 Uuo
495 Uuq 496 Uuo
497 Uuq 498 Uuo
499 Uuq 500 Uuo
501 Uuq 502 Uuo
503 Uuq 504 Uuo
505 Uuq 506 Uuo
507 Uuq 508 Uuo
509 Uuq 510 Uuo
511 Uuq 512 Uuo
513 Uuq 514 Uuo
515 Uuq 516 Uuo
517 Uuq 518 Uuo
519 Uuq 520 Uuo
521 Uuq 522 Uuo
523 Uuq 524 Uuo
525 Uuq 526 Uuo
527 Uuq 528 Uuo
529 Uuq 530 Uuo
531 Uuq 532 Uuo
533 Uuq 534 Uuo
535 Uuq 536 Uuo
537 Uuq 538 Uuo
539 Uuq 540 Uuo
541 Uuq 542 Uuo
543 Uuq 544 Uuo
545 Uuq 546 Uuo
547 Uuq 548 Uuo
549 Uuq 550 Uuo
551 Uuq 552 Uuo
553 Uuq 554 Uuo
555 Uuq 556 Uuo
557 Uuq 558 Uuo
559 Uuq 560 Uuo
561 Uuq 562 Uuo
563 Uuq 564 Uuo
565 Uuq 566 Uuo
567 Uuq 568 Uuo
569 Uuq 570 Uuo
571 Uuq 572 Uuo
573 Uuq 574 Uuo
575 Uuq 576 Uuo
577 Uuq 578 Uuo
579 Uuq 580 Uuo
581 Uuq 582 Uuo
583 Uuq 584 Uuo
585 Uuq 586 Uuo
587 Uuq 588 Uuo
589 Uuq 590 Uuo
591 Uuq 592 Uuo
593 Uuq 594 Uuo
595 Uuq 596 Uuo
597 Uuq 598 Uuo
599 Uuq 600 Uuo
601 Uuq 602 Uuo
603 Uuq 604 Uuo
605 Uuq 606 Uuo
607 Uuq 608 Uuo
609 Uuq 610 Uuo
611 Uuq 612 Uuo
613 Uuq 614 Uuo
615 Uuq 616 Uuo
617 Uuq 618 Uuo
619 Uuq 620 Uuo
621 Uuq 622 Uuo
623 Uuq 624 Uuo
625 Uuq 626 Uuo
627 Uuq 628 Uuo
629 Uuq 630 Uuo
631 Uuq 632 Uuo
633 Uuq 634 Uuo
635 Uuq 636 Uuo
637 Uuq 638 Uuo
639 Uuq 640 Uuo
641 Uuq 642 Uuo
643 Uuq 644 Uuo
645 Uuq 646 Uuo
647 Uuq 648 Uuo
649 Uuq 650 Uuo
651 Uuq 652 Uuo
653 Uuq 654 Uuo
655 Uuq 656 Uuo
657 Uuq 658 Uuo
659 Uuq 660 Uuo
661 Uuq 662 Uuo
663 Uuq 664 Uuo
665 Uuq 666 Uuo
667 Uuq 668 Uuo
669 Uuq 670 Uuo
671 Uuq 672 Uuo
673 Uuq 674 Uuo
675 Uuq 676 Uuo
677 Uuq 678 Uuo
679 Uuq 680 Uuo
681 Uuq 682 Uuo
683 Uuq 684 Uuo
685 Uuq 686 Uuo
687 Uuq 688 Uuo
689 Uuq 690 Uuo
691 Uuq 692 Uuo
693 Uuq 694 Uuo
695 Uuq 696 Uuo
697 Uuq 698 Uuo
699 Uuq 700 Uuo
701 Uuq 702 Uuo
703 Uuq 704 Uuo
705 Uuq 706 Uuo
707 Uuq 708 Uuo
709 Uuq 710 Uuo
711 Uuq 712 Uuo
713 Uuq 714 Uuo
715 Uuq 716 Uuo
717 Uuq 718 Uuo
719 Uuq 720 Uuo
721 Uuq 722 Uuo
723 Uuq 724 Uuo
725 Uuq 726 Uuo
727 Uuq 728 Uuo
729 Uuq 730 Uuo
731 Uuq 732 Uuo
733 Uuq 734 Uuo
735 Uuq 736 Uuo
737 Uuq 738 Uuo
739 Uuq 740 Uuo
741 Uuq 742 Uuo
743 Uuq 744 Uuo
745 Uuq 746 Uuo
747 Uuq 748 Uuo
749 Uuq 750 Uuo
751 Uuq 752 Uuo
753 Uuq 754 Uuo
755 Uuq 756 Uuo
757 Uuq 758 Uuo
759 Uuq 760 Uuo
761 Uuq 762 Uuo
763 Uuq 764 Uuo
765 Uuq 766 Uuo
767 Uuq 768 Uuo
769 Uuq 770 Uuo
771 Uuq 772 Uuo
773 Uuq 774 Uuo
775 Uuq 776 Uuo
777 Uuq 778 Uuo
779 Uuq 780 Uuo
781 Uuq 782 Uuo
783 Uuq 784 Uuo
785 Uuq 786 Uuo
787 Uuq 788 Uuo
789 Uuq 790 Uuo
791 Uuq 792 Uuo
793 Uuq 794 Uuo
795 Uuq 796 Uuo
797 Uuq 798 Uuo
799 Uuq 800 Uuo
801 Uuq 802 Uuo
803 Uuq 804 Uuo
805 Uuq 806 Uuo
807 Uuq 808 Uuo
809 Uuq 810 Uuo
811 Uuq 812 Uuo
813 Uuq 814 Uuo
815 Uuq 816 Uuo
817 Uuq 818 Uuo
819 Uuq 820 Uuo
821 Uuq 822 Uuo
823 Uuq 824 Uuo
825 Uuq 826 Uuo
827 Uuq 828 Uuo
829 Uuq 830 Uuo
831 Uuq 832 Uuo
833 Uuq 834 Uuo
835 Uuq 836 Uuo
837 Uuq 838 Uuo
839 Uuq 840 Uuo
841 Uuq 842 Uuo
843 Uuq 844 Uuo
845 Uuq 846 Uuo
847 Uuq 848 Uuo
849 Uuq 850 Uuo
851 Uuq 852 Uuo
853 Uuq 854 Uuo
855 Uuq 856 Uuo
857 Uuq 858 Uuo
859 Uuq 860 Uuo
861 Uuq 862 Uuo
863 Uuq 864 Uuo
865 Uuq 866 Uuo
867 Uuq 868 Uuo
869 Uuq 870 Uuo
871 Uuq 872 Uuo
873 Uuq 874 Uuo
875 Uuq 876 Uuo
877 Uuq 878 Uuo
879 Uuq 880 Uuo
881 Uuq 882 Uuo
883 Uuq 884 Uuo
885 Uuq 886 Uuo
887 Uuq 888 Uuo
889 Uuq 890 Uuo
891 Uuq 892 Uuo
893 Uuq 894 Uuo
895 Uuq 896 Uuo
897 Uuq 898 Uuo
899 Uuq 900 Uuo
901 Uuq 902 Uuo
903 Uuq 904 Uuo
905 Uuq 906 Uuo
907 Uuq 908 Uuo
909 Uuq 910 Uuo
911 Uuq 912 Uuo
913 Uuq 914 Uuo
915 Uuq 916 Uuo
917 Uuq 918 Uuo
919 Uuq 920 Uuo
921 Uuq 922 Uuo
923 Uuq 924 Uuo
925 Uuq 926 Uuo
927 Uuq 928 Uuo
929 Uuq 930 Uuo
931 Uuq 932 Uuo
933 Uuq 934 Uuo
935 Uuq 936 Uuo
937 Uuq 938 Uuo
939 Uuq 940 Uuo
941 Uuq 942 Uuo
943 Uuq 944 Uuo
945 Uuq 946 Uuo
947 Uuq 948 Uuo
949 Uuq 950 Uuo
951 Uuq 952 Uuo
953 Uuq 954 Uuo
955 Uuq 956 Uuo
957 Uuq 958 Uuo
959 Uuq 960 Uuo
961 Uuq 962 Uuo
963 Uuq 964 Uuo
965 Uuq 966 Uuo
967 Uuq 968 Uuo
969 Uuq 970 Uuo
971 Uuq 972 Uuo
973 Uuq 974 Uuo
975 Uuq 976 Uuo
977 Uuq 978 Uuo
979 Uuq 980 Uuo
981 Uuq 982 Uuo
983 Uuq 984 Uuo
985 Uuq 986 Uuo
987 Uuq 988 Uuo
989 Uuq 990 Uuo
991 Uuq 992 Uuo
993 Uuq 994 Uuo
995 Uuq 996 Uuo
997 Uuq 998 Uuo
999 Uuq 1000 Uuo

1 A 2 He
3 Li 4 Be
5 B 6 C 7 N 8 O 9 F 10 Ne
11 Na 12 Mg
13 Al 14 Si 15 P 16 S 17 Cl 18 Ar
19 K 20 Ca 21 Sc 22 Ti 23 V 24 Cr 25 Mn 26 Fe 27 Co 28 Ni 29 Cu 30 Zn 31 Ga 32 Ge 33 As 34 Se 35 Br 36 Kr
37 Rb 38 Sr 39 Y 40 Zr 41 Nb 42 Mo 43 Tc 44 Ru 45 Rh 46 Pd 47 Ag 48 Cd 49 In 50 Sn 51 Sb 52 Te 53 I 54 Xe
55 Cs 56 Ba 57 La 72 Hf 73 Ta 74 W 75 Re 76 Os 77 Ir 78 Pt 79 Au 80 Hg 81 Tl 82 Pb 83 Bi 84 Po 85 At 86 Rn
87 Fr 88 Ra 89 Ac 104 Rf 105 Db 106 Sg 107 Bh 108 Hs 109 Mt 110 Uun 111 Uuh 112 Uub 113 Uut 114 Uuq 115 Uup 116 Uuq 117 Uus 118 Uuo
119 Uuq 120 Uuo
121 Uuq 122 Uuo
123 Uuq 124 Uuo
125 Uuq 126 Uuo
127 Uuq 128 Uuo
129 Uuq 130 Uuo
131 Uuq 132 Uuo
133 Uuq 134 Uuo
135 Uuq 136 Uuo
137 Uuq 138 Uuo
139 Uuq 140 Uuo
141 Uuq 142 Uuo
143 Uuq 144 Uuo
145 Uuq 146 Uuo
147 Uuq 148 Uuo
149 Uuq 150 Uuo
151 Uuq 152 Uuo
153 Uuq 154 Uuo
155 Uuq 156 Uuo
157 Uuq 158 Uuo
159 Uuq 160 Uuo
161 Uuq 162 Uuo
163 Uuq 164 Uuo
165 Uuq 166 Uuo
167 Uuq 168 Uuo
169 Uuq 170 Uuo
171 Uuq 172 Uuo
173 Uuq 174 Uuo
175 Uuq 176 Uuo
177 Uuq 178 Uuo
179 Uuq 180 Uuo
181 Uuq 182 Uuo
183 Uuq 184 Uuo
185 Uuq 186 Uuo
187 Uuq 188 Uuo
189 Uuq 190 Uuo
191 Uuq 192 Uuo
193 Uuq 194 Uuo
195 Uuq 196 Uuo
197 Uuq 198 Uuo
199 Uuq 200 Uuo
201 Uuq 202 Uuo
203 Uuq 204 Uuo
205 Uuq 206 Uuo
207 Uuq 208 Uuo
209 Uuq 210 Uuo
211 Uuq 212 Uuo
213 Uuq 214 Uuo
215 Uuq 216 Uuo
217 Uuq 218 Uuo
219 Uuq 220 Uuo
221 Uuq 222 Uuo
223 Uuq 224 Uuo
225 Uuq 226 Uuo
227 Uuq 228 Uuo
229 Uuq 230 Uuo
231 Uuq 232 Uuo
233 Uuq 234 Uuo
235 Uuq 236 Uuo
237 Uuq 238 Uuo
239 Uuq 240 Uuo
241 Uuq 242 Uuo
243 Uuq 244 Uuo
245 Uuq 246 Uuo
247 Uuq 248 Uuo
249 Uuq 250 Uuo
251 Uuq 252 Uuo
253 Uuq 254 Uuo
255 Uuq 256 Uuo
257 Uuq 258 Uuo
259 Uuq 260 Uuo
261 Uuq 262 Uuo
263 Uuq 264 Uuo
265 Uuq 266 Uuo
267 Uuq 268 Uuo
269 Uuq 270 Uuo
271 Uuq 272 Uuo
273 Uuq 274 Uuo
275 Uuq 276 Uuo
277 Uuq 278 Uuo
279 Uuq 280 Uuo
281 Uuq 282 Uuo
283 Uuq 284 Uuo
285 Uuq 286 Uuo
287 Uuq 288 Uuo
289 Uuq 290 Uuo
291 Uuq 292 Uuo
293 Uuq 294 Uuo
295 Uuq 296 Uuo
297 Uuq 298 Uuo
299 Uuq 299 Uuo
300 Uuo
301 Uuq 302 Uuo
303 Uuq 304 Uuo
305 Uuq 306 Uuo
307 Uuq 308 Uuo
309 Uuq 310 Uuo
311 Uuq 312 Uuo
313 Uuq 314 Uuo
315 Uuq 316 Uuo
317 Uuq 318 Uuo
319 Uuq 320 Uuo
321 Uuq 322 Uuo
323 Uuq 324 Uuo
325 Uuq 326 Uuo
327 Uuq 328 Uuo
329 Uuq 330 Uuo
331 Uuq 332 Uuo
333 Uuq 334 Uuo
335 Uuq 336 Uuo
337 Uuq 338 Uuo
339 Uuq 340 Uuo
341 Uuq 342 Uuo
343 Uuq 344 Uuo
345 Uuq 346 Uuo
347 Uuq 348 Uuo
349 Uuq 350 Uuo
351 Uuq 352 Uuo
353 Uuq 354 Uuo
355 Uuq 356 Uuo
357 Uuq 358 Uuo
359 Uuq 360 Uuo
361 Uuq 362 Uuo
363 Uuq 364 Uuo
365 Uuq 366 Uuo
367 Uuq 368 Uuo
369 Uuq 370 Uuo
371 Uuq 372 Uuo
373 Uuq 374 Uuo
375 Uuq 376 Uuo
377 Uuq 378 Uuo
379 Uuq 380 Uuo
381 Uuq 382 Uuo
383 Uuq 384 Uuo
385 Uuq 386 Uuo
387 Uuq 388 Uuo
389 Uuq 390 Uuo
391 Uuq 392 Uuo
393 Uuq 394 Uuo
395 Uuq 396 Uuo
397 Uuq 398 Uuo
399 Uuq 400 Uuo
401 Uuq 402 Uuo
403 Uuq 404 Uuo
405 Uuq 406 Uuo
407 Uuq 408 Uuo
409 Uuq 410 Uuo
411 Uuq 412 Uuo
413 Uuq 414 Uuo
415 Uuq 416 Uuo
417 Uuq 418 Uuo
419 Uuq 420 Uuo
421 Uuq 422 Uuo
423 Uuq 424 Uuo
425 Uuq 426 Uuo
427 Uuq 428 Uuo
429 Uuq 430 Uuo
431 Uuq 432 Uuo
433 Uuq 434 Uuo
435 Uuq 436 Uuo
437 Uuq 438 Uuo
439 Uuq 440 Uuo
441 Uuq 442 Uuo
443 Uuq 444 Uuo
445 Uuq 446 Uuo
447 Uuq 448 Uuo
449 Uuq 450 Uuo
451 Uuq 452 Uuo
453 Uuq 454 Uuo
455 Uuq 456 Uuo
457 Uuq 458 Uuo
459 Uuq 460 Uuo
461 Uuq 462 Uuo
463 Uuq 464 Uuo
465 Uuq 466 Uuo
467 Uuq 468 Uuo
469 Uuq 470 Uuo
471 Uuq 472 Uuo
473 Uuq 474 Uuo
475 Uuq 476 Uuo
477 Uuq 478 Uuo
479 Uuq 480 Uuo
481 Uuq 482 Uuo
483 Uuq 484 Uuo
485 Uuq 486 Uuo
487 Uuq 488 Uuo
489 Uuq 490 Uuo
491 Uuq 492 Uuo
493 Uuq 494 Uuo
495 Uuq 496 Uuo
497 Uuq 498 Uuo
499 Uuq 500 Uuo
501 Uuq 502 Uuo
503 Uuq 504 Uuo
505 Uuq 506 Uuo
507 Uuq 508 Uuo
509 Uuq 510 Uuo
511 Uuq 512 Uuo
513 Uuq 514 Uuo
515 Uuq 516 Uuo
517 Uuq 518 Uuo
519 Uuq 520 Uuo
521 Uuq 522 Uuo
523 Uuq 524 Uuo
525 Uuq 526 Uuo
527 Uuq 528 Uuo
529 Uuq 530 Uuo
531 Uuq 532 Uuo
533 Uuq 534 Uuo
535 Uuq 536 Uuo
537 Uuq 538 Uuo
539 Uuq 540 Uuo
541 Uuq 542 Uuo
543 Uuq 544 Uuo
545 Uuq 546 Uuo
547 Uuq 548 Uuo
549 Uuq 550 Uuo
551 Uuq 552 Uuo
553 Uuq 554 Uuo
555 Uuq 556 Uuo
557 Uuq 558 Uuo
559 Uuq 560 Uuo
561 Uuq

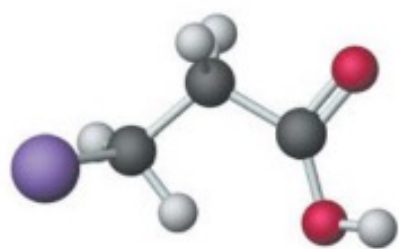
Relation avec la structure

Comment savoir si une molécule est un acide ou une base et si elle va se dissocier facilement?

Différence d'électronégativité:

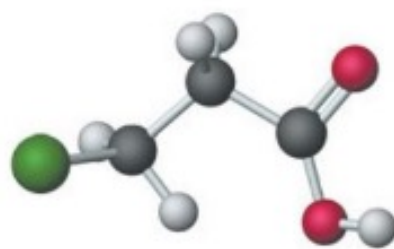
Exemple oxacide: H-O-E (E non métal), plus E est électronégatif, plus l'acide est fort.

Acide carboxyliques: R-COOH, si R est une chaîne hydrocarbonée simple, plus d'influence. Si R contient des atomes électronégatifs, cela affaiblit la liaison OH et rend l'acide plus fort.



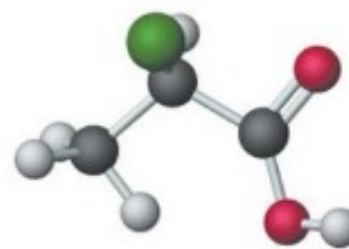
I—CH₂CH₂COOH
Acide 3-iodopropanoïque

$$K_a = 8,3 \times 10^{-5}$$



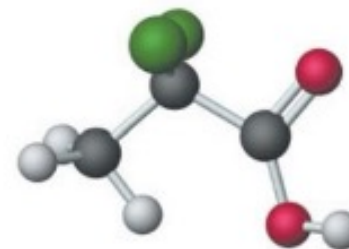
Cl—CH₂CH₂COOH
Acide 3-chloropropanoïque

$$K_a = 1,0 \times 10^{-4}$$



CH₃CH**Cl**COOH
Acide 2-chloropropanoïque

$$K_a = 1,4 \times 10^{-3}$$



CH₃C**Cl**₂COOH
Acide 2,2-dichloropropanoïque

$$K_a = 8,7 \times 10^{-3}$$

Force croissante des acides

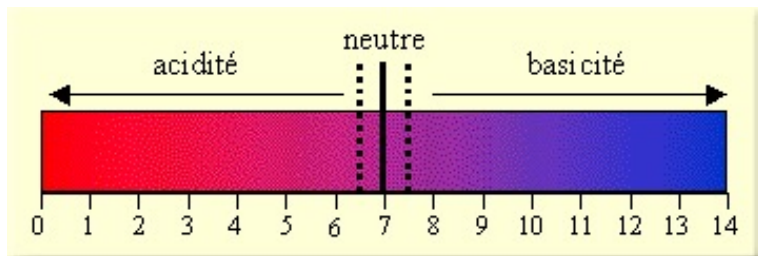


Le pH d'une solution

Indication de l'acidité d'une solution: molarité des ions H^+ ,
échelle logarithmique:

$$pH = -\log ([H_3O^+]/1M) \text{ et } pOH = -\log ([OH^-]/1M)$$

Plus la solution est acide, plus la concentration en H^+ est grande et donc plus la valeur du pH est basse.



pH = 7 : pH de l'eau pure

Solution acide : $pH < 7$

Solution basique : $pH > 7$

	$[H^+] (M)$	pH	pOH	$[OH^-] (M)$
	$1 (1 \times 10^{-0})$	0.0	14.0	1×10^{-14}
Gastric juice	1×10^{-1}	1.0	13.0	1×10^{-13}
Lemon juice	1×10^{-2}	2.0	12.0	1×10^{-12}
Cola, vinegar	1×10^{-3}	3.0	11.0	1×10^{-11}
Wine	1×10^{-4}	4.0	10.0	1×10^{-10}
Tomatoes	1×10^{-4}	4.0	10.0	1×10^{-10}
Banana	1×10^{-5}	5.0	9.0	1×10^{-9}
Black coffee	1×10^{-5}	5.0	9.0	1×10^{-9}
Rain	1×10^{-6}	6.0	8.0	1×10^{-8}
Saliva	1×10^{-6}	6.0	8.0	1×10^{-8}
Milk	1×10^{-7}	7.0	7.0	1×10^{-7}
Human blood, tears	1×10^{-7}	7.0	7.0	1×10^{-7}
Egg white, seawater	1×10^{-8}	8.0	6.0	1×10^{-6}
Baking soda	1×10^{-8}	8.0	6.0	1×10^{-6}
Borax	1×10^{-9}	9.0	5.0	1×10^{-5}
Milk of magnesia	1×10^{-10}	10.0	4.0	1×10^{-4}
Lime water	1×10^{-11}	11.0	3.0	1×10^{-3}
Household ammonia	1×10^{-12}	12.0	2.0	1×10^{-2}
Household bleach	1×10^{-13}	13.0	1.0	1×10^{-1}
NaOH, 0.1 M	1×10^{-13}	13.0	1.0	1×10^{-1}
	1×10^{-14}	14.0	0.0	$1 (1 \times 10^{-0})$

pour une solution aqueuse, $pH + pOH = 14$

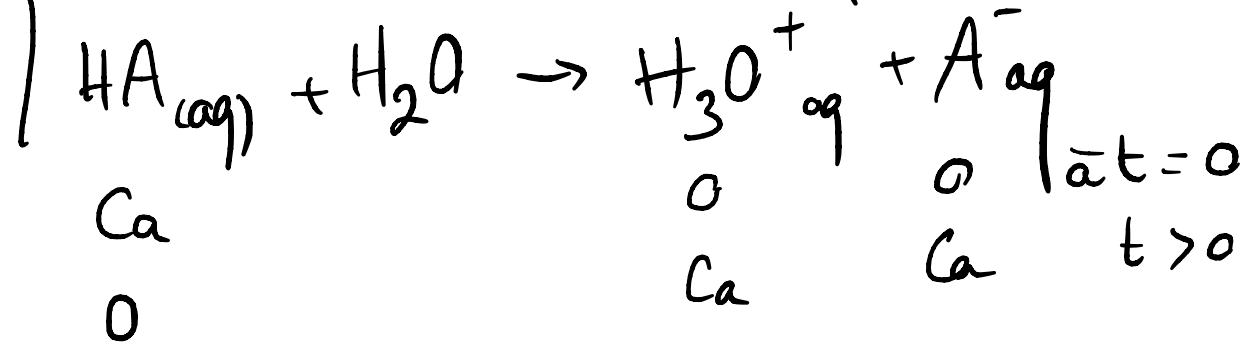
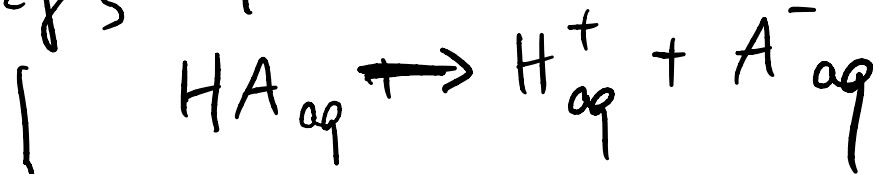
Calcul du pH d'une solution d'un acide fort

L'acide fort est entièrement dissocié dans l'eau, $[H^+] = [HA]^0$
avec $[HA]^0$ la concentration initiale:

$$[H^+] = [HA]^0 = \underline{C_a}$$

dissociation complète !

2 façons équivalentes



$$pH = -\log [H^+]_{1M} \\ = -\log (C_a/1M)$$

si j'ai 0.1M de HCl $pH = -\log(0.1) = 1.$
 $10^{-3}M$ de HCl $pH = -\log(10^{-3}) = 3$

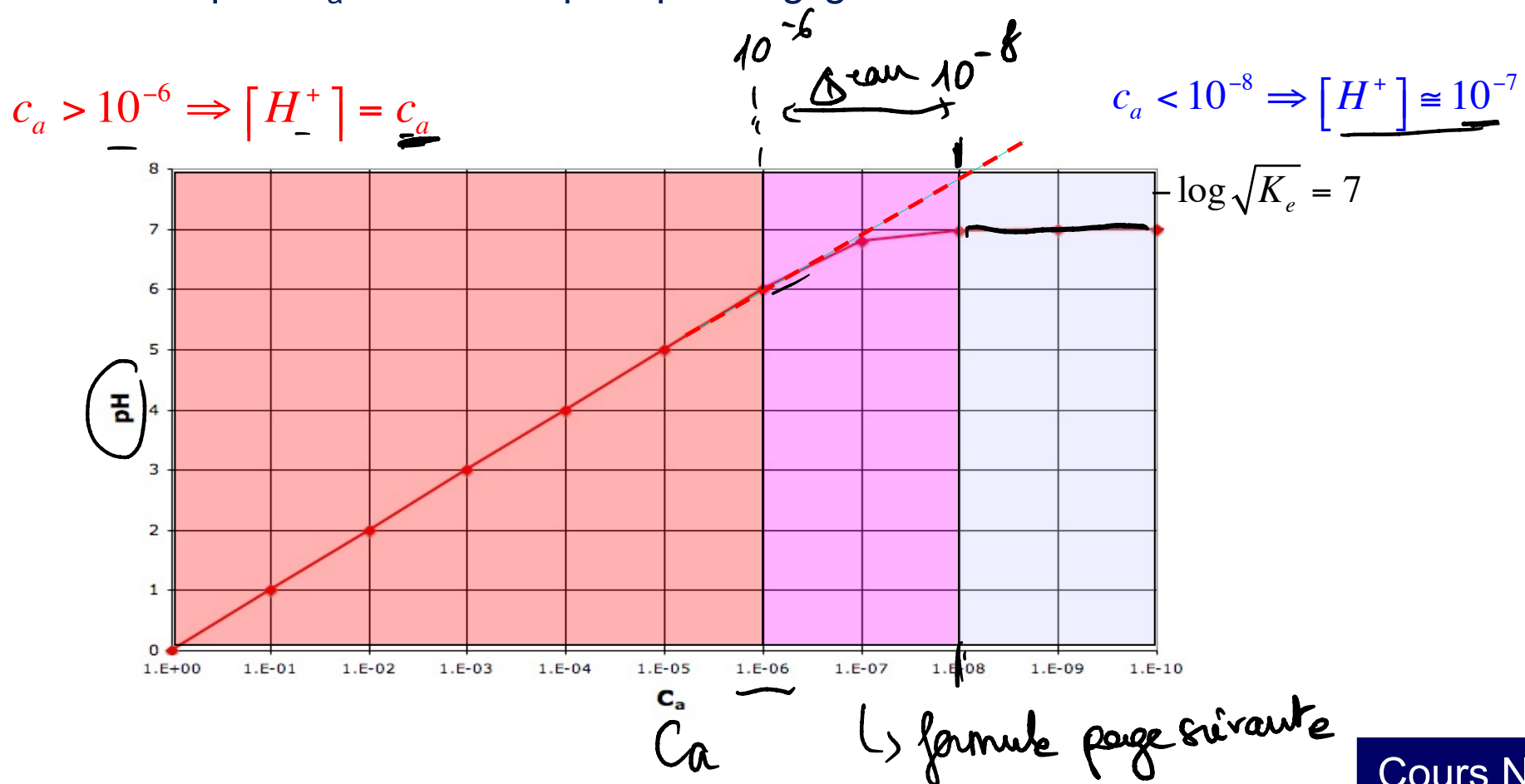
Attention: Dans le cas où $[HA]^0 > 10^{-6} M$, les ions H^+ en solution proviennent essentiellement de la dissociation de HA, on peut donc négliger l'autodissociation de l'eau, **mais** pas pour les solutions diluées $[HA]^0 < 10^{-6}M$

Calcul du pH d'une solution diluée d'un acide fort

$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ ① $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ dissolution complète de l'acide HCl à une conc. C_a

② $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ autoprotolyse de l'eau

pour $c_a < 10^{-6}$ on ne peut pas négliger la dissociation de l'eau !



Calcul du pH d'une solution diluée d'un acide fort



electroneutralité

$$[H^+] = [Cl^-] + [OH^-] = C_a + [OH^-]$$

$$K_e = 10^{-14} = [H^+][OH^-] \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]}$$

$$\text{donc } [H^+] = C_a + \frac{10^{-14}}{[H^+]}$$

$$[H^+]^2 = \underbrace{10^{-14}}_{K_e} + C_a [H^+] \Rightarrow [H^+]^2 - C_a [H^+] - K_e = 0$$

$ax^2 + bx + c = 0$

$$\text{donc } [H^+] = \frac{C_a \pm \sqrt{C_a^2 + 4K_e}}{2}$$

prend la racine positive
pour $[H^+]$

Calcul du pH d'une solution diluée d'un acide fort

$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ dissolution complète de l'acide HCl à une conc. C_a

$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ autoprotolyse de l'eau

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

Calcul du pH d'une solution d'un acide faible

Soit une solution aqueuse diluée d'un acide faible HA de concentration analytique c_a = concentration initiale $[HA]_0$

dissociation partielle $K_a \ll 1$ $pK_a > 0$

Cas général:



Système de 4 équations à résoudre pour trouver le pH de la solution, qui donne une équation du 3^{ème} degré en $[H_3O^+]$:

Equilibre de dissociation: $K_a = [A^-] \cdot [H_3O^+] / [HA]$ *eq 1*

Equilibre d'autoprotolyse: $K_e = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$ *→ eq (2)*

Bilan des charges: $[H_3O^+] = [A^-] + [OH^-]$

Bilan des espèces A: $c_a = [HA]_0 = [HA] + [A^-]$
ds sol. ds sol.

→ trouver $[H_3O^+]$

Calcul du pH d'une solution d'un acide faible

Soit une solution aqueuse diluée d'un acide faible HA de concentration analytique c_a = concentration initiale $[HA]_0$. **Si c_a est suffisamment grande** alors on peut dire



$$[HA]_{\text{équilibre}} = [HA]_0 - [H^+]$$

En négligeant l'autoprotolyse de l'eau

$$K_a \ll 1$$

$$pK_a > 0$$

Exemple: CH_3COOH : $pK_a = 4.75$ dissociation

	HA	H_3O^+	A^-
Concentration initiale	c_a	0	0
Variation des concentrations 	$-x$	x	x
Concentration finale	$c_a - x$	x	x

Et donné

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{x^2}{c_a - x} \rightarrow x^2 = K_a(c_a - x)$$

$$x^2 + K_a x - K_a c_a = 0 \text{ à résoudre}$$

$$[H^+] = \frac{-K_a \pm \sqrt{K_a^2 + 4K_a c_a}}{2}$$

Calcul du pH d'une solution d'un acide faible

Soit une solution aqueuse diluée d'un acide faible HA de concentration analytique c_a = concentration initiale $[HA]_0$

dissociation partielle



$$\begin{aligned} K_a &\ll 1 \\ pK_a &> 0 \end{aligned}$$

$$\text{Si } [HA]_0 \gg K_a$$

Hypothèses : si $\underline{c_a > 100 K_a}$
Autoprotolyse

$$x^2 + \underbrace{K_a x}_{\text{tout petit négligeable devant } K_a c_a} - K_a c_a = 0 \quad \text{eq à résoudre}$$

$$\text{du coup } x = \sqrt{K_a c_a} = [H_3O^+]$$

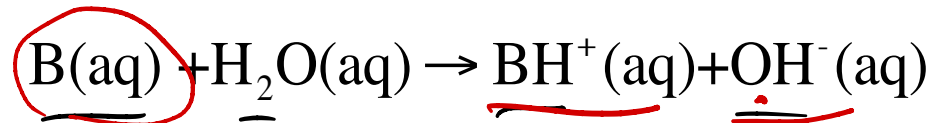
$$pH = -\log(\sqrt{K_a c_a}) = \frac{1}{2}(pK_a - \log c_a)$$

si $c_a < 100 K_a \rightarrow$ calcul complet car $K_a x$ plus négligeable.

Calcul du pH d'une solution d'une base forte

Soit une solution aqueuse d'une base forte B avec $c_b = [B]_0$
concentration initiale de B

dissociation complète !



$$\frac{[\text{B}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]} = K_b \gg 1$$

concentration initiale $c_b = [B]_0$

$$\text{pOH} = -\log(c_b) = -\log[\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

Exemples:

$$0.1 \text{ M } \text{NaOH} : \text{pOH} = -\log(0.1) = 1.00$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 13$$

$$10^{-3} \text{ M } \text{NaOH}, \text{pOH} = -\log(10^{-3}) = 3.00$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 11$$

Attention: $c_b < 10^{-6}$ l'autoprotolyse de l'eau n'est plus négligeable !

pOH d'une solution aqueuse diluée de base forte

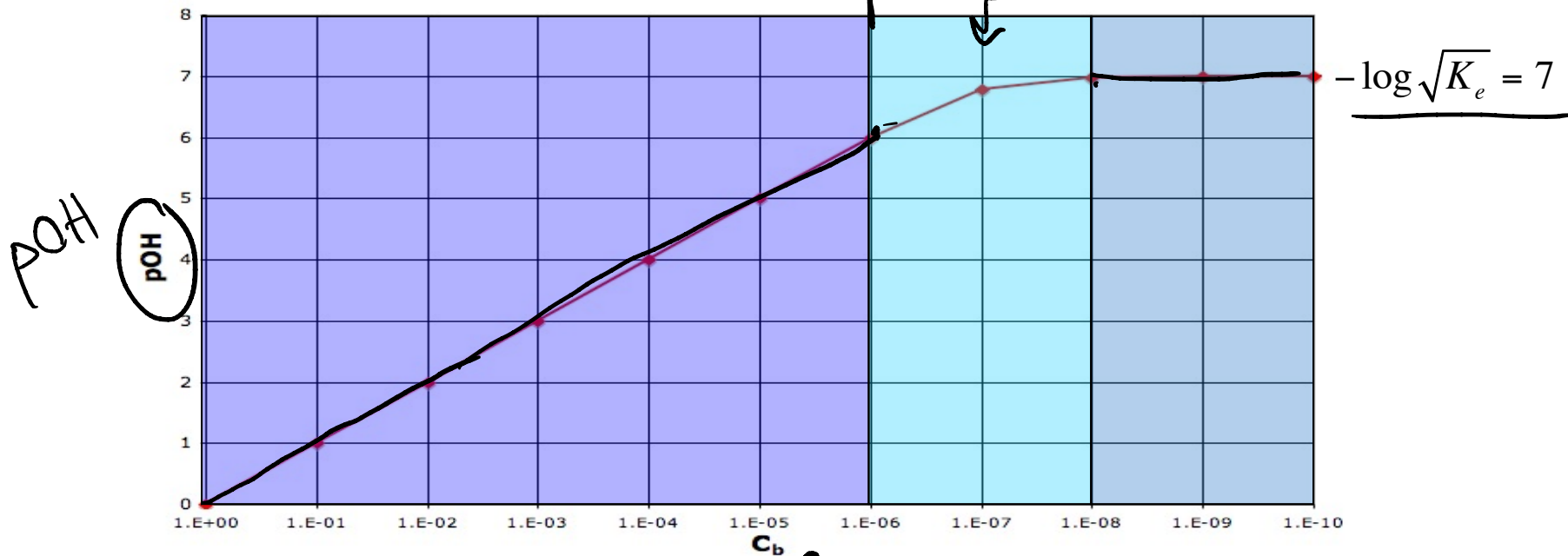
$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$ $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ Dissolution complète de la base

$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$ $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ autoprotolyse de l'eau

$$c_b > 10^{-6} \Rightarrow [\text{OH}^-] = c_b$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{c_b + \sqrt{c_b^2 + 4K_e}}{2}$$

$$c_b < 10^{-8} \Rightarrow [\text{H}^+] \approx 10^{-7}$$

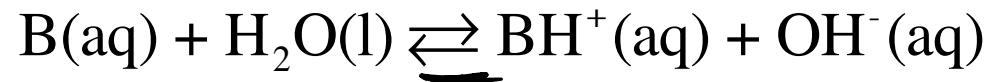


pour $c_b < 10^{-6}$ on ne peut pas négliger la dissociation de l'eau !

Calcul du pH d'une solution d'une base faible

Soit une solution aqueuse diluée d'une base faible B. Concentration initiale $[B]_0 = c_b$

dissociation partielle $K_b \ll 1$



	B	BH ⁺	OH ⁻
Concentration initiale	c_B	0	0
A t donné	$c_B - x$	x	x

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = \frac{x^2}{c_B - x} \rightarrow x^2 - K_b c_B - K_b x = 0$$

$$x = [OH^-] = \frac{-K_b + \sqrt{K_b^2 + 4K_b c_B}}{2}$$

Calcul du pH d'une solution d'une base faible

Soit une solution aqueuse diluée d'une base faible B. Concentration initiale $[B]_0 = c_b$. Si on néglige l'autoprotolyse de l'eau:

dissociation partielle $K_b \ll 1$ $B(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons BH^+(aq) + OH^-(aq)$

Exemple: c_b M solution de B::

	B	BH ⁺	OH ⁻
Concentration initiale	c_b	0	0
Variation des concentrations	-x	+x	+x
Concentration finale	$c_b - x$	x	x

A l'équilibre:

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = \frac{x^2}{c_b - x} \Rightarrow x^2 - K_b \cdot (c_b - x) = 0$$

$général : x = \frac{-K_b + \sqrt{K_b^2 + 4K_b c_b}}{2}$

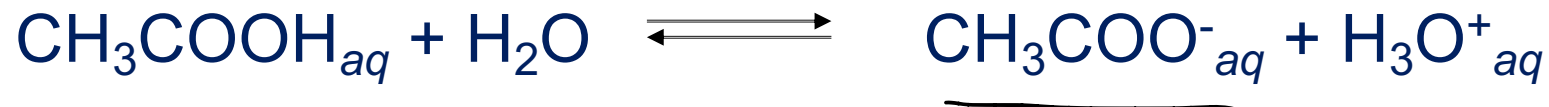
Si $\underbrace{[B]_0 > 100 K_b} : x = [OH^-] = \sqrt{K_b c_b}$

avec $pK_a + pK_b = 14$

$$pH = \frac{1}{2} (14 + pK_a + \log[B]_0)$$

Acide base: ion commun

Exemple: solution d'acide acétique CH_3COOH , dans l'eau.



Si on dissout dans cette solution de l'acétate de sodium, CH_3COONa , il va se dissocier complètement en $\text{CH}_3\text{COO}^-_{aq}$ et Na^+ , le sodium dissout ne fait rien, mais les ions $\text{CH}_3\text{COO}^-_{aq}$ vont participer à la réaction ci-dessus, et par le principe de Le Chatelier, l'équilibre se déplacera vers la gauche. Cela aura tendance à diminuer les ions $\text{H}_3\text{O}^+_{aq}$ et donc **à augmenter** le pH de la solution. L'ion acétate est un «ion commun», dont la présence par le biais de l'acétate de sodium change l'équilibre acide/base.

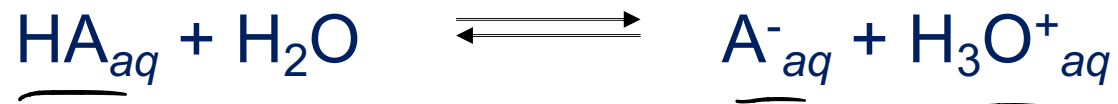
Acide base: solutions tampon

Une **solution** dont le pH varie peu, même quand on y **ajoute un acide ou une base en petite quantité**, est une **solution tampon**. Elle contient par exemple un acide faible et sa base conjuguée, ou une base faible et son acide conjugué.

- Exemples: acide acétique plus acétate de sodium, sang...
- Comment cela fonctionne-t-il?

Acide base: solutions tampon

Exemples: acide faible AH et sel de sa base conjuguée, Na⁺A⁻, de concentration c_a et c_b .



Si HA est faiblement dissocié, alors en première approximation:

$$[HA] \approx c_a \text{ et } [A^-] \approx c_b.$$

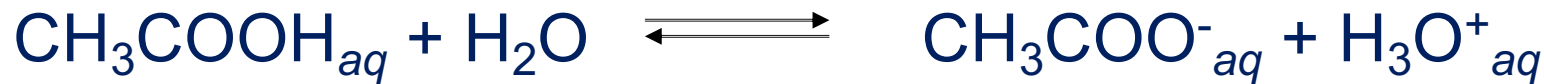
$$K_a = \frac{c_b \times [H_3O^+]}{c_a} \rightarrow [H_3O^+] = \frac{c_a K_a}{c_b}$$

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]} \text{ donc } \underline{pH} \approx \underline{pK_a} - \log \left(\underline{c_a / c_b} \right)$$

Equation de Henderson-Hasselbalch

Acide base: solutions tampon

Exemples: acide acétique 1M, et de l'acétate de sodium 1M, la réaction s'écrit



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

à l'éq $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_a [\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$

si j'ai $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$
 $c_a = c_b$

$$\text{pH} = \text{p}K_a = 4.74.$$

si je rajoute du $[\text{OH}^-]$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] \rightarrow 1-x$$

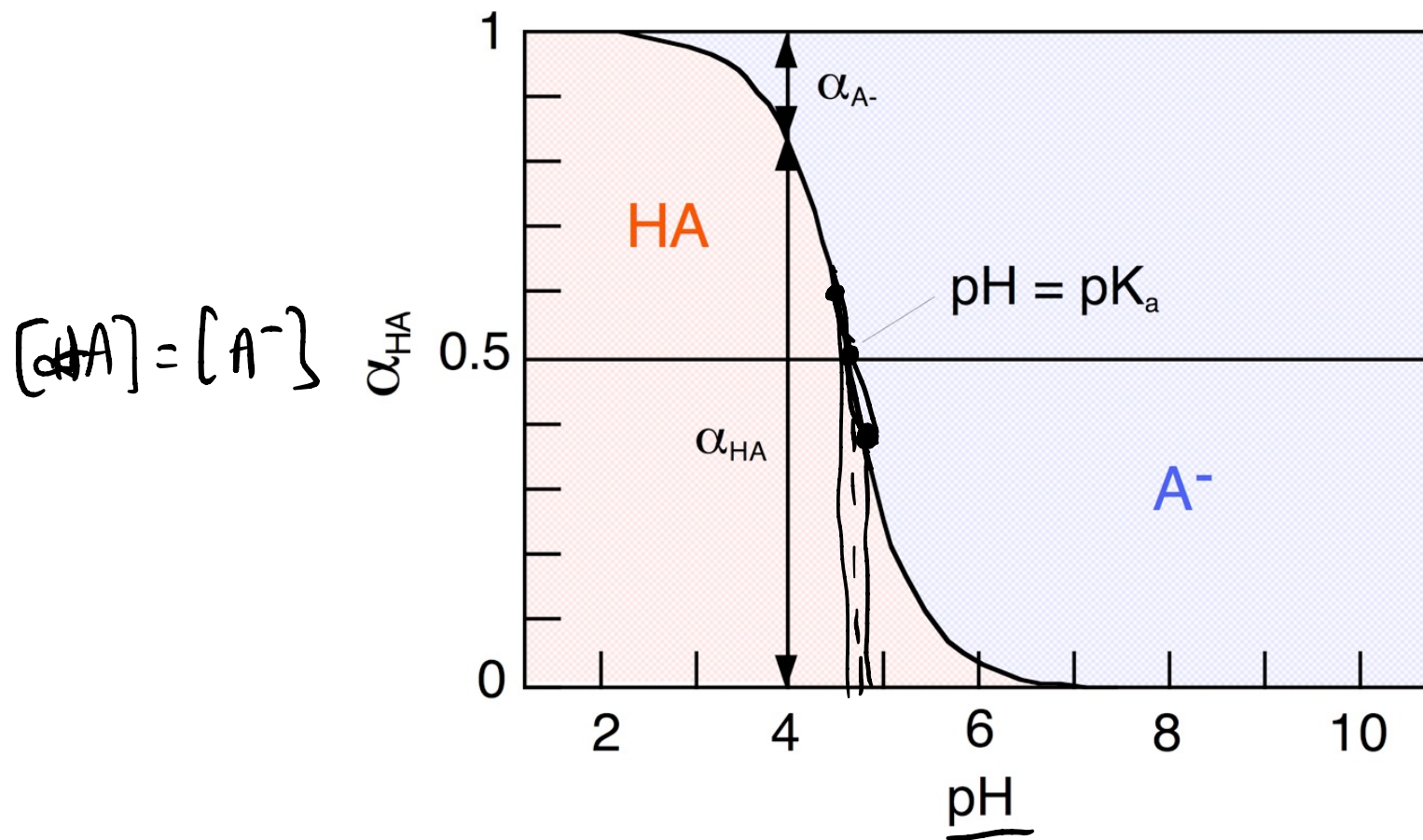
$$[\text{CH}_3\text{COOH}] \rightarrow 1+x$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_a (1+x)}{(1-x)}$$

si x petit. $[\text{H}_3\text{O}^+]$ reste proche de K_a

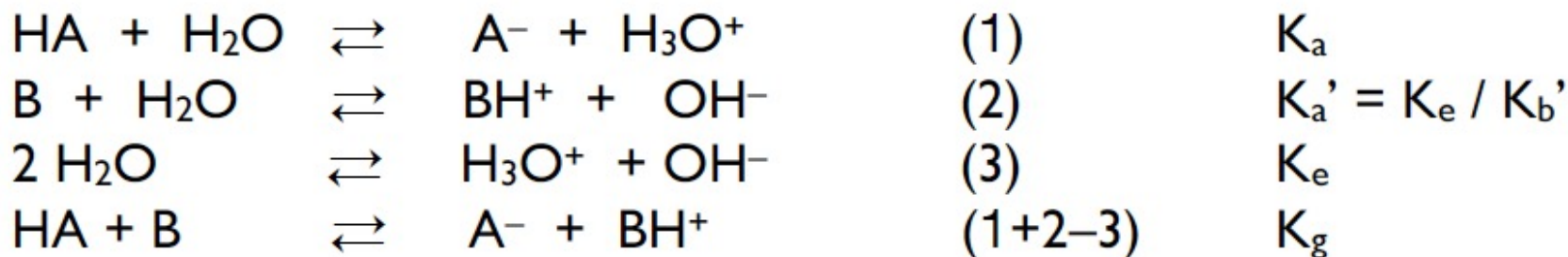
Acide base: solutions tampon

$\alpha(\text{HA})$, fraction d'acide non dissocié = $[\text{HA}] / (c_a + c_b) = [\text{H}_3\text{O}^+] / (K_a + [\text{H}_3\text{O}^+])$.



Acide base: pH de 2 couples acide/base

HA avec B, (ou A^- avec BH^+):



Il faut faire la liste des espèces présentes dans la solution, écrire les relations entre les concentrations, et tout exprimer en fonction de $[H_3O^+]$ pour trouver le pH...équation du 4ième degré.

Cas particulier: mélange équimolaire, $c_a=c_b$, et on suppose peu de réaction globale (K_g petit), alors $K_a \cdot [HA] \gg K_e$ et $[B] \gg K_a'$

Donc $pH \approx 1/2 (pK_a + pK_a')$

A retenir du cours d'aujourd'hui

- *Identifier les couples conjugués acido-basiques*
- *Reconnaître et écrire les réactions acide – base*
- *Utiliser la constante d'autoprotolyse de l'eau K_e pour relier les concentrations des ions H^+ et OH^- dans les solutions aqueuses des acides et des bases*
- *Déterminer le pH d'une solution à partir d'une concentration connue d'acide ou de base*
- *Utiliser les valeurs K_a et K_b pour déterminer les forces relatives des acides et des bases*
- *Calculer le pH des solutions d'acides ou de bases fortes et faibles (diluées ou concentrées)*
- *Savoir ce qu'est une solution tampon*

Résumé

- Selon la définition de Brønsted-Lowry, un acide est un donneur de proton (ion hydrogène) et une base est un accepteur de proton. Deux substances liées par le transfert d'un proton forment une paire acide-base conjuguée ou base-acide conjugué.
- L'eau est amphiprotique. Dans l'eau, les concentrations des ions hydronium (H^+) et des ions hydroxyde (OH^-) sont toujours telles qu'elles vérifient la constante d'autoprotolyse. Il existe deux types d'échelles logarithmiques acide-base: le pH et le pOH. A 25°C , la somme du pH et pOH donne toujours 14.
- Dans une solution, un acide fort s'ionise complètement, alors qu'un acide faible ne s'ionise que partiellement. En général, plus un acide est fort, plus la base conjuguée est faible, et vice versa. Le degré de dissociation d'un acide faible se quantifie avec la constante d'acidité K_a qui est la constante d'équilibre de l'ionisation de l'acide faible.
- Dans une solution d'acide fort, la concentration d'ions hydrogène est égale à la concentration initiale d'acide. Dans une solution d'acide faible, la concentration $[\text{H}^+]$ est inférieure à la concentration initiale d'acide. Une base forte se dissocie complètement, contrairement à une base faible. La plupart des bases faibles produisent des ions hydroxyde par suite de l'ionisation de l'eau. La constante de basicité d'une base K_b , décrit le degré de dissociation.

Exemples (de Hill, Chapitre 4)

Acide	Base conjuguée
HI (acide iodhydrique)	I ⁻ (ion iodure)
HBr (acide bromhydrique)	Br ⁻ (ion bromure)
HCl (acide chlorhydrique)	Cl ⁻ (ion chlorure)
H ₂ SO ₄ (acide sulfurique)	HSO ₄ ⁻ (ion hydrogénosulfate)
HNO ₃ (acide nitrique)	NO ₃ ⁻ (ion nitrate)
H ₃ O ⁺ (ion hydronium)	H ₂ O (eau)
HSO ₄ ⁻ (ion hydrogénosulfate)	SO ₄ ²⁻ (ion sulfate)
HNO ₂ (acide nitreux)	NO ₂ ⁻ (ion nitrite)
HF (acide fluorhydrique)	F ⁻ (ion fluorure)
CH ₃ COOH (acide acétique)	CH ₃ COO ⁻ (ion acétate)
H ₂ CO ₃ (acide carbonique)	HCO ₃ ⁻ (ion hydrogénocarbonate)
NH ₄ ⁺ (ion ammonium)	NH ₃ (ammoniac)
HCO ₃ ⁻ (ion hydrogénocarbonate)	CO ₃ ²⁻ (ion carbonate)
H ₂ O (eau)	OH ⁻ (ion hydroxyde)
CH ₃ OH (méthanol)	CH ₃ O ⁻ (ion méthanolate)

Force croissante des acides ↑

↓ Force croissante des bases